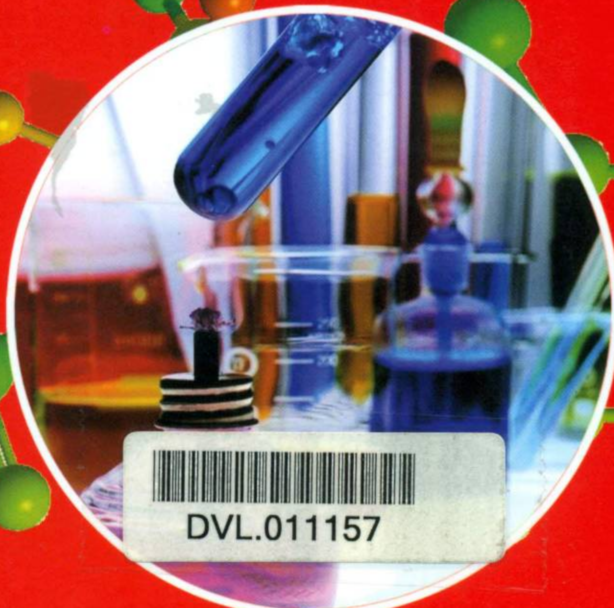
NGUYỄN NAM KHÁNH - NGUYỄN THIỆN ĐỨC

GIÚP TRÍ NHỚ KIẾN THỨC CƠ BẢN HOÁ HỌC 10-11-12

BIÊN SOẠN THEO CHƯƠNG TRÌNH MỚI

Dành cho học sinh Ban Cơ bản và Nâng cao

ÔN LUYỆN THI TÚ TÀI, ĐẠI HỌC VÀ CAO ĐẲNG



NHÀ XUẤT BẢN
ĐẠI HỌC QUỐC GIA TP. HỒ CHÍ MINH

NGUYỄN NAM KHÁNH – NGUYỄN THIỆN ĐỨC

Giúp trí nhớ KIẾN THỨC CƠ BẢN HOÁ HỌC 10 - 11 - 12

- Dùng cho Học sinh lớp 10, 11, 12 và ôn thi ĐH – CĐ
- Biên soạn theo chương trình SGK mới
- Dùng cho cả ban cơ bản và ban nâng cao
- Để tra cứu nhanh PTHH
- Học nhanh lí thuyết hoá học THPT

NHÀ XUẤT BẢN ĐẠI HỌC QUỐC GIA TP.HỒ CHÍ MINH

LỜI NÓI ĐẦU

Các em học sinh thân mến!

Để đạt kết quả cao trong các kì thi tuyển sinh Đại học – Cao đẳng, các em phải nắm được một cách hệ thống, chính xác, đầy đủ tất cả các kiến thức cơ bản của sách giáo khoa Hoá học 10, 11, 12. Nhằm giúp các em có tài liệu để đạt được mục đích trên, chúng tôi xin trân trọng giới thiệu tập sách: ***"Giúp trí nhớ kiến thức cơ bản Hoá học 10, 11, 12"***.

Sách giúp các em tra cứu nhanh các phương trình hoá học và học nhanh lí thuyết với các ví dụ cụ thể để minh họa công thức. Là công cụ tin cậy giúp học sinh khi làm bài tập; ôn luyện thi tốt nghiệp THPT, Đại học – Cao đẳng.

Chúng tôi mong nhận được nhiều ý kiến đóng góp để cuốn sách được hoàn thiện hơn trong những lần tái bản tiếp theo.

Chúc các em sức khỏe và thành công.

Xin trân trọng cảm ơn!

TÁC GIẢ

Phần I. HOÁ HỌC VÔ CƠ

Chương 1
NHÓM HALOGEN

Bài 1. KHÁI QUÁT VỀ NHÓM HALOGEN

I. SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH CHẤT VẬT LÍ CỦA CÁC ĐƠN CHẤT

Đi từ flo đến iot ta thấy:

– Trạng thái tập hợp: Từ thể khí chuyển sang thể lỏng và thể rắn.

– Màu sắc: Đậm dần

– Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi: Tăng dần.

II. SỰ BIẾN ĐỔI ĐỘ ÂM ĐIỆN

– Độ âm điện tương đối lớn

– Đi từ flo đến iot độ âm điện giảm dần.

– Flo có độ âm điện lớn nhất nên trong tất cả các hợp chất chỉ có số oxi hoá –1.

Các nguyên tố halogen khác, ngoài số oxi hoá –1 còn có các số oxi hoá +1, +3, +5, +7.

III. SỰ BIẾN ĐỔI TÍNH CHẤT HOÁ HỌC CỦA CÁC ĐƠN CHẤT

– Vì lớp electron ngoài cùng có cấu tạo tương tự nhau (ns^2np^5) nên các đơn chất halogen giống nhau về tính chất hoá học cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất do chúng tạo thành.

– Halogen là những phi kim điển hình. Đi từ flo đến iot, tính oxi hoá giảm dần.

– Các đơn chất halogen oxi hoá được hầu hết các kim loại tạo ra muối halogenua, oxi hoá khí hiđro tạo ra những hợp chất khí không màu hiđro halogenua. Những chất khí này tan trong nước tạo ra dung dịch axit halogenhiđric.

Bài 2. CLO

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Ở điều kiện thường, clo là khí màu vàng lục, mùi xốc, rất độc

Khí clo nặng gấp 2,5 lần không khí và tan trong nước.

Ở 20^0C, một thể tích nước hoà tan 2,5 thể tích khí clo. Dung dịch của khí clo trong nước còn gọi là nước clo có màu vàng nhạt

Khí clo tan nhiều trong các dung môi hữu cơ như benzen, etanol, hexan, cacbon tetraclorua...

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

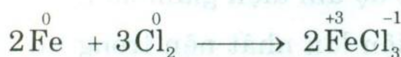
Tính chất hoá học cơ bản của clo là tính oxi hoá mạnh.

1. Tác dụng với kim loại

Khí clo oxi hoá trực tiếp được hầu hết các kim loại tạo ra muối clorua, phản ứng xảy ra ở nhiệt độ thường hoặc không cao lắm, tốc độ nhanh, toả nhiều nhiệt.

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$

$$\overset{0}{Cu} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2}$$



$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}$$

2. Tác dụng với hiđro

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$$

Như vậy, trong các phản ứng với kim loại và với hiđro, clo thể hiện tính oxi hoá mạnh.

3. Tác dụng với nước

Khi tan trong nước, một phần khí clo tác dụng với nước tạo ra hỗn hợp axit clohiđric và axit hipoclorơ.

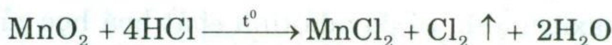
$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O \rightleftharpoons H\overset{-1}{Cl} + H\overset{+1}{Cl}O$$

III. ĐIỀU CHẾ

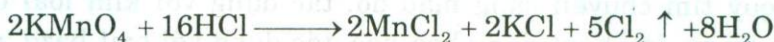
1. Điều chế khí clo trong phòng thí nghiệm.

Trong phòng thí nghiệm, khí clo được điều chế bằng cách cho axit clohiđric đặc tác dụng với chất oxi hoá mạnh như mangan đioxit rắn

(MnO_2) hoặc kali pemanganat rắn ($KMnO_4$)...



$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{t^0} MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$



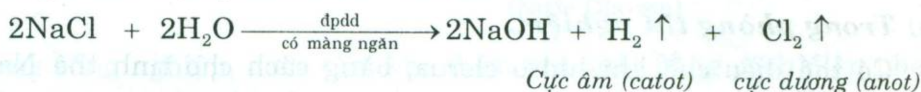
$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2 \uparrow + 8H_2O$$

Với MnO_2 cần phải đun nóng, với $KMnO_4$ có thể đun hoặc không. Khí clo thu được thường bị lẫn tạp chất là khí hiđro clorua và hơi nước. Để loại bỏ tạp chất, cần dẫn khí clo lần lượt qua các bình rửa khí chứa dung dịch NaCl (để giữ khí HCl) và chứa H_2SO_4 đặc (để giữ hơi nước).

2. Sản xuất clo trong công nghiệp.

Trong công nghiệp, người ta điện phân dung dịch bão hoà muối ăn trong nước để sản xuất xút (NaOH), đồng thời thu được khí clo và hiđro (clo là sản phẩm phụ của công nghệ sản xuất xút). Thùng điện phân có màng ngăn cách 2 điện cực để khí clo không tiếp xúc với dung dịch NaOH.

Phương trình điện phân có thể viết như sau:



$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow[\text{có màng ngăn}]{\text{đpdd}} 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$$

Cực âm (catot) *cực dương (anot)*

Bài 3. HIĐRO CLORUA – AXIT CLOHIĐRIC VÀ MUỐI CLORUA

I. HIĐRO CLORUA

1. Cấu tạo phân tử $H:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$ **hay** **H – Cl**

Hiđro clorua là hợp chất cộng hoá trị, phân tử có cực.

2. Tính chất

Hiđro clorua là khí không màu, mùi xốc, nặng hơn không khí $\left(d = \dfrac{36,5}{29} \approx 1,26\right)$

Khí HCl tan rất nhiều trong nước.

II. AXIT CLOHIĐRIC

1. Tính chất vật lí

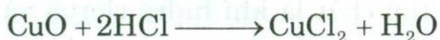
Hiđro clorua tan vào nước tạo thành dung dịch axit clohiđric. Đó là chất lỏng không màu, mùi xốc. Dung dịch HCl đặc nhất (ở 20^0C) đạt tới nồng độ 37%.

Dung dịch HCl đặc "bốc khói" trong không khí ẩm.

2. Tính chất hoá học

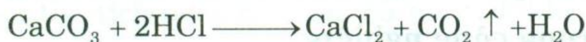
Axit clohiđric là axit mạnh, có đầy đủ tính chất hoá học của axit như làm quỳ tím chuyển sang màu đỏ, tác dụng với kim loại đứng trước hiđro trong dãy hoạt động hoá học, tác dụng với oxit bazơ, muối:

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$



$$CuO + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$$

$$Fe(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow FeCl_3 + 3H_2O$$



$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

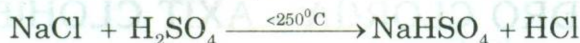
Axit clohiđric có tính khử do trong phân tử HCl, nguyên tố clo có số oxi hoá thấp nhất là –1. Khi dung dịch HCl đặc tác dụng với chất oxi hoá mạnh như MnO_2, $KMnO_4$, ... thì HCl bị oxi hoá thành Cl_2.

$$\overset{+4}{Mn}O_2 + 4H\overset{-1}{Cl} \longrightarrow \overset{+2}{Mn}Cl_2 + \overset{0}{Cl_2} + 2H_2O$$

3. Điều chế

a) Trong phòng thí nghiệm.

Có thể điều chế khí hiđro clorua, bằng cách cho tinh thể NaCl tác dụng với axit H_2SO_4 đậm đặc và đun nóng (phương pháp sunfat) rồi hấp thụ vào nước để thu được dung dịch axit clohiđric:



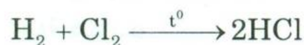
$$NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{<250^0C} NaHSO_4 + HCl$$

Ở nhiệt độ cao hơn tạo ra Na_2SO_4 và khí HCl:

$$2NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{>400^0C} Na_2SO_4 + 2HCl$$

b) Sản xuất axit clohiđric trong công nghiệp

Người ta đốt khí H_2 trong khí quyển Cl_2 (Cl_2 và H_2 đều là sản phẩm của quá trình điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn) để tạo ra khí HCl (phương pháp tổng hợp):



$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2HCl$$

III. NHẬN BIẾT ION CLORUA

Nhỏ dung dịch bạc nitrat vào dung dịch muối clorua hoặc dung dịch axit clohiđric sẽ có kết tủa trắng bạc clorua xuất hiện, kết tủa này không tan trong các axit mạnh:

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$HCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

Vậy dung dịch $AgNO_3$ là thuốc thử để nhận biết ion clorua.

Bài 4. SƠ LƯỢC VỀ HỢP CHẤT CÓ OXI CỦA CLO

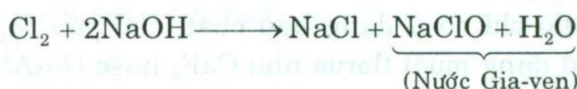
I. NƯỚC GIA–VEN

Nước Gia–ven là dung dịch hỗn hợp muối NaCl và NaClO (natri hipoclorit).

NaClO là muối của axit yếu (yếu hơn axit cacbonic), trong không khí nó tác dụng dần dần với CO_2 tạo ra axit hipoclorơ HClO không bền:

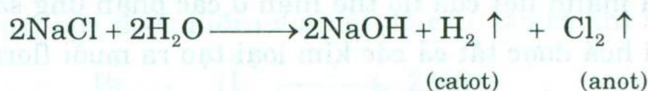
$$NaClO + CO_2 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3 + HClO$$

Trong phòng thí nghiệm, nước Gia–ven được điều chế bằng cách cho khí clo tác dụng với dung dịch NaOH loãng ở nhiệt độ thường:



$$Cl_2 + 2NaOH \longrightarrow NaCl + \underbrace{NaClO + H_2O}_{\text{(Nước Gia-ven)}}$$

Trong công nghiệp, nước Gia–ven được sản xuất bằng cách điện phân dung dịch muối ăn (nồng độ từ 15 – 20%) trong thùng điện phân không có màng ngăn:



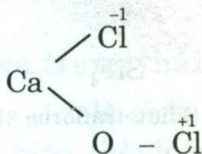
$$2NaCl + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + \underset{\text{(catot)}}{H_2\uparrow} + \underset{\text{(anot)}}{Cl_2\uparrow}$$

Do không có màng ngăn nên Cl_2 thoát ra ở anot tác dụng với NaOH (cũng vừa được tạo thành ở catot) trong dung dịch tạo ra nước Gia–ven.

II. CLORUA VÔI

Clorua vôi là chất bột màu trắng, xốp.

Công thức phân tử của clorua vôi là $CaOCl_2$ và có công thức cấu tạo là:



Như vậy, clorua vôi là muối kim loại canxi với hai loại gốc axit là clorua Cl^- và hipoclorit ClO^-. Muối của một kim loại với nhiều loại gốc axit khác nhau được gọi là ***muối hỗn tạp***.

Trong không khí, clorua vôi tác dụng dần dần với khí CO_2 và hơi nước gải phóng axit hipoclorơ HClO:

$$2CaOCl_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow CaCO_3 + CaCl_2 + 2HClO$$

Khi cho khí clo tác dụng với vôi tôi hoặc sữa vôi ở 30^0C ta thu được clorua vôi:

$$Cl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

Bài 5. FLO – BROM – IOT

I. FLO

1. Tính chất vật lí và trạng thái tự nhiên

Ở điều kiện thường, flo là chất khí màu lục nhạt, rất độc.

Trong tự nhiên, flo chỉ có ở dạng hợp chất, chủ yếu tập trung trong các chất khoáng ở dạng muối florua như CaF_2 hoặc Na_3AlF_6 (criolit).

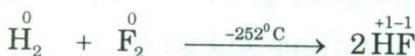
2. Tính chất hoá học

Nguyên tố flo có độ âm điện lớn nhất nên là phi kim có tính oxi hoá mạnh nhất.

Tính oxi hoá mãnh liệt của flo thể hiện ở các phản ứng sau đây:

– Khí flo oxi hoá được tất cả các kim loại tạo ra muối florua.

– Khí flo oxi hoá được hầu hết các phi kim. Với khí hiđro, phản ứng nổ mạnh xảy ra ngay cả trong bóng tối và nhiệt độ rất thấp, tạo ra hiđro florua:



$$\overset{0}{H}_2 + \overset{0}{F}_2 \xrightarrow{-252^0C} 2\overset{+1-1}{HF}$$

Hiđro florua (HF) tan nhiều trong nước, tạo thành dung dịch axit flohiđric.

Axit flohiđric là axit yếu nhưng có tính chất đặc biệt là ăn mòn các đồ vật bằng thuỷ tinh:

$$SiO_2 + 4HF \longrightarrow \underset{\text{Silic tetraflorua}}{SiF_4} + 2H_2O$$

Vì vậy, axit HF được dùng để khắc chữ lên thuỷ tinh.

Khí flo oxi hoá nước dễ dàng ở ngay nhiệt độ thường, hơi nước nóng bốc cháy khi tiếp xúc với khí flo:

$$2\overset{0}{F}_2 + 2H_2\overset{-2}{O} \longrightarrow 4H\overset{-1}{F} + \overset{0}{O}_2$$

3. Sản xuất flo trong công nghiệp

Phương pháp duy nhất để sản xuất flo trong công nghiệp là điện phân hỗn hợp KF và HF (hỗn hợp ở thể lỏng) cực dương bằng graphit (than chì) và cực âm bằng thép đặc biệt, bằng đồng. Ở cực âm có khí H_2 và ở cực dương có khí F_2 thoát ra.

II. BROM

1. Tính chất vật lí và trạng thái tự nhiên

Ở điều kiện thường, brom là chất lỏng màu đỏ nâu, dễ bay hơi, hơi brom độc. Brom rơi vào da sẽ gây bỏng nặng. Brom tan trong nước, nhưng tan nhiều hơn trong các dung môi hữu cơ như etanol, benzen, xăng... Dung dịch của brom trong nước gọi là nước brom.

Trong tự nhiên, brom chủ yếu tồn tại ở dạng hợp chất, nhưng ít hơn nhiều so với hợp chất của flo và clo. Trong nước biển có chứa một lượng nhỏ muối natri bromua.

2. Tính chất hoá học.

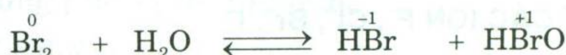
Brom có tính oxi hoá kém flo và clo, tuy vậy brom vẫn là chất oxi hoá mạnh. Brom oxi hoá được nhiều kim loại, thí dụ:

$$3\overset{0}{Br_2} + 2\overset{0}{Al} \longrightarrow 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{Br_3}$$

Brom chỉ oxi hoá được hiđro ở nhiệt độ cao, tạo ra khí hiđro bromua:

$$\overset{0}{Br_2} + \overset{0}{H_2} \xrightarrow{t^0} 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Br}$$

Brom tác dụng với nước rất chậm tạo ra axit bromhiđric HBr và axit hipobromơ HBrO:



$$\overset{0}{Br_2} + H_2O \rightleftarrows H\overset{-1}{Br} + H\overset{+1}{Br}O$$

3. Sản xuất brom trong công nghiệp

$$\overset{0}{Cl_2} + 2Na\overset{-1}{Br} \longrightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br_2}$$

III. IOT

1. Tính chất vật lí và trạng thái tự nhiên

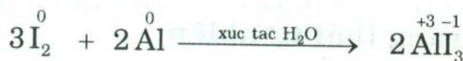
Ở điều kiện thường, iot là chất rắn dạng tinh thể màu đen tím. Khi đun nóng, iot rắn biến thành hơi, không qua trạng thái lỏng. Hiện tượng này được gọi là sự thăng hoa của iot.

Iot tan rất ít trong nước nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ như etanol, benzen, xăng...

Trong tự nhiên, iot chủ yếu tồn tại dưới dạng hợp chất là muối iotua. Muối iotua hiếm hơn muối bromua, trong nước biển chỉ có một lượng rất nhỏ muối iotua.

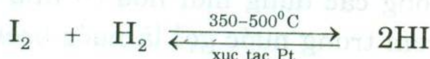
2. Tính chất hoá học

Iot oxi hoá được nhiều kim loại nhưng phản ứng chỉ xảy ra khi đun nóng hoặc có chất xúc tác, thí dụ:



$$3\overset{0}{I_2} + 2\overset{0}{Al} \xrightarrow{\text{xuc tac } H_2O} 2\overset{+3\,-1}{AlI_3}$$

Iot chỉ oxi hoá được hiđro ở nhiệt độ cao và có mặt chất xúc tác tạo ra khí hiđro iotua, phản ứng thuận nghịch:

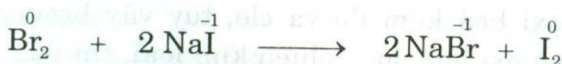


$$I_2 + H_2 \underset{\text{xuc tac Pt}}{\overset{350-500^0C}{\rightleftarrows}} 2HI$$

Iot hầu như không tác dụng với nước.

Iot có tính oxi hoá kém clo và brom có thể oxi hoá muối iotua thành iot:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2Na\overset{-1}{I} \longrightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$



$$\overset{0}{Br_2} + 2Na\overset{-1}{I} \longrightarrow 2Na\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I_2}$$

Iot có tính chất đặc trưng là tác dụng với hồ tinh bột tạo thành hợp chất có màu xanh. Vì vậy, người ta dùng iot để nhận biết tinh bột và ngược lại.

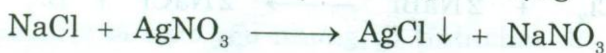
3. Sản xuất iot trong công nghiệp

Trong công nghiệp, người ta sản xuất từ rong biển.

IV. PHÂN BIỆT CÁC ION F^-, Cl^-, Br^-, I^-

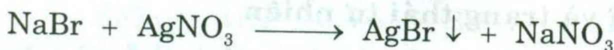
Dùng $AgNO_3$ làm thuốc thử:

$$NaF + AgNO_3 \longrightarrow \text{Không tác dụng}$$



$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

(Màu trắng)



$$NaBr + AgNO_3 \longrightarrow AgBr\downarrow + NaNO_3$$

(Màu vàng nhạt)

$$NaI + AgNO_3 \longrightarrow AgI\downarrow + NaNO_3$$

(Màu vàng)

Chương 2

OXI – LƯU HUỲNH

Bài 6. OXI – OZON

A. OXI

I. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Oxi là nguyên tố phi kim hoạt động hoá học, có tính oxi hoá mạnh.

Oxi tác dụng với hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt...) và các phi kim (trừ halogen).

Oxi tác dụng với nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ.

1. Tác dụng với kim loại.

Magie cháy trong khí oxi: $2Mg + O_2 \xrightarrow{t^0} 2MgO$

2. Tác dụng với phi kim.

Cacbon cháy trong khí oxi: $C + O_2 \xrightarrow{t^0} CO_2$

3. Tác dụng với hợp chất.

CO cháy trong không khí: $2CO + O_2 \xrightarrow{t^0} 2CO_2$

Etanol cháy trong không khí: $C_2H_5OH + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2CO_2 + 3H_2O$

II. Điều chế.

1. Điều chế oxi trong phòng thí nghiệm.

Trong phòng thí nghiệm, khí oxi được điều chế bằng cách phân huỷ những hợp chất giàu oxi và ít bền đối với nhiệt như $KMnO_4$ (rắn), $KClO_3$ (rắn) ...

Thí dụ: $2KMnO_4 \xrightarrow{t^0} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$

2. Sản xuất oxi trong công nghiệp.

a) Từ không khí: Không khí sau khi đã loại bỏ hết hơi nước, bụi, khí cacbon đioxit, được hoá lỏng. Chưng cất phân đoạn không khí lỏng, thu được oxi.

b) Từ nước: Điện phân nước (nước có hoà tan một ít H_2SO_4 hoặc NaOH để tăng tính dẫn điện của nước), người ta thu được khí oxi ở cực dương và khí hiđro ở cực âm: $2H_2O \xrightarrow{\text{điện phân}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$

B. OZON

Ozon là một dạng thù hình của oxi. Khí ozon màu xanh nhạt, mùi đặc trưng, hoá lỏng ở nhiệt độ -112^0C. Khí ozon tan trong nước nhiều hơn so với khí oxi (100 ml nước ở 0^0C hoà tan được 49 ml khí ozon).

Ozon là một trong những chất có tính oxi hoá rất mạnh và mạnh hơn oxi.

Ozon oxi hoá hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt), nhiều phi kim và nhiều hợp chất vô cơ, hữu cơ. Ở điều kiện bình thường, oxi không oxi hoá được bạc, nhưng ozon oxi hoá bạc thành bạc oxit:

$$2Ag + O_3 \longrightarrow Ag_2O + O_2$$

Bài 7. LƯU HUỲNH

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Lưu huỳnh có 2 dạng thù hình: Lưu huỳnh tà phương (S_α) và lưu huỳnh đơn tà (S_β).

Chúng khác nhau về cấu tạo tinh thể và một số tính chất vật lí, nhưng tính chất hoá học giống nhau. Hai dạng thù hình S_α và S_β có thể biến đổi qua lại với nhau tuỳ theo điều kiện nhiệt độ.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Khi lưu huỳnh tham gia phản ứng với kim loại hoặc hiđro, số oxi hoá của lưu huỳnh từ 0 sẽ giảm xuống – 2.

Khi lưu huỳnh tham gia phản ứng với những phi kim hoạt động mạnh hơn, như oxi, clo, flo ..., số oxi hoá của lưu huỳnh từ 0 tăng lên +4 hoặc +6.

Như vậy, đơn chất lưu huỳnh khi tham gia phản ứng hoá học, số oxi hoá của nó có thể giảm hoặc tăng. Ta nói, lưu huỳnh có tính oxi hoá và tính khử.

Sau đây là một số thí dụ minh hoạ tính chất hoá học của lưu huỳnh.

1. Lưu huỳnh tác dụng với kim loại và hiđro

Ở nhiệt độ cao, lưu huỳnh tác dụng với nhiều kim loại tạo ra muối sunfua và với khí hiđro tạo thành khí hiđro sunfua:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{Fe} \xrightarrow{t^0} \overset{+2-2}{FeS}$$

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{H_2} \xrightarrow{t^0} \overset{+1-2}{H_2S}$$

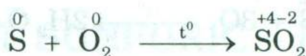
Thủy ngân tác dụng với S ở ngay nhiệt độ thường:

$$\overset{0}{Hg} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+2-2}{HgS}$$

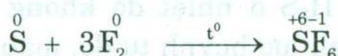
Trong những phản ứng hoá học này, S thể hiện tính oxi hoá, nó oxi hoá $\overset{0}{Fe}$, $\overset{0}{Hg}$ thành $\overset{+2}{Fe}$, $\overset{+2}{Hg}$, oxi hoá $\overset{0}{H}$ thành $\overset{+1}{H}$.

2. Lưu huỳnh tác dụng với phi kim

Ở nhiệt độ thích hợp, lưu huỳnh tác dụng với một số phi kim mạnh hơn như flo, oxi, clo ...



$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O}_2 \xrightarrow{t^o} \overset{+4-2}{SO_2}$$



$$\overset{0}{S} + 3\overset{0}{F}_2 \xrightarrow{t^o} \overset{+6-1}{SF_6}$$

Trong những phản ứng hoá học này, S thể hiện tính khử, nó khử $\overset{0}{O}$ thành $\overset{-2}{O}$, khử $\overset{0}{F}$ thành $\overset{-1}{F}$.

Bài 8. HIĐRO SUNFUA
LƯU HUỲNH ĐIOXIT
LƯU HUỲNH TRIOXIT

A. HIĐRO SUNFUA

1. Tính axit yếu

Hiđro sunfua tan trong nước tạo thành dung dịch axit rất yếu (yếu hơn axit cacbonic), có tên là axit sunfuhiđric (H_2S).

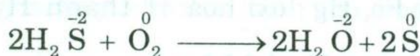
Axit sunfuhiđric tác dụng với dung dịch bazơ như NaOH, tạo nên 2 loại muối: muối trung hoà như Na_2S chứa ion S^{2-} và muối axit như NaHS chứa ion HS^-.

2. Tính khử mạnh

Trong hợp chất H_2S, nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá thấp nhất là –2. Khi tham gia phản ứng hoá học, tuỳ thuộc vào điều kiện của phản ứng mà nguyên tố lưu huỳnh có số oxi hoá –2 ($\overset{-2}{S}$) có thể bị oxi hoá thành lưu huỳnh tự do ($\overset{0}{S}$), hoặc lưu huỳnh có số oxi hoá +4 ($\overset{+4}{S}$), hoặc lưu huỳnh có số oxi hoá +6 ($\overset{+6}{S}$).

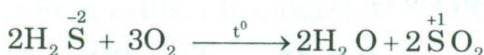
Người ta nói, hiđro sunfua có tính khử mạnh (dễ bị oxi hoá).

a) Trong những điều kiện bình thường, dung dịch H_2S tiếp xúc với oxi của không khí, dần trở nên vẩn đục màu vàng do H_2S bị oxi hoá thành $\overset{0}{S}$:



$$2H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{O}_2 \longrightarrow 2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{0}{S}$$

b) Khi đốt khí H_2S trong không khí, khí H_2S cháy với ngọn lửa màu xanh nhạt; H_2S bị oxi hoá thành SO_2:



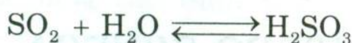
$$2H_2\overset{-2}{S} + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2H_2O + 2\overset{+1}{S}O_2$$

Nếu đốt cháy khí H_2S ở nhiệt độ không cao hoặc thiếu oxi, khí H_2S bị oxi hoá thành lưu huỳnh tự do, màu vàng.

B. LƯU HUỲNH ĐIOXIT

1. Lưu huỳnh đioxit là oxit axit

SO_2 tan trong nước tạo thành dung dịch axit sunfurơ H_2SO_3:



$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$$

Axit sunfurơ là axit yếu (mạnh hơn axit sunfuhiđric và axit cacbonic) và không bền, ngay trong dung dịch H_2SO_3 cũng bị phân huỷ thành SO_2 và H_2O.

SO_2 tác dụng với dung dịch bazơ như NaOH, tạo nên 2 loại muối: Muối trung hoà như Na_2SO_3 (chứa ion sunfit SO_3^{2-}) và muối axit như $NaHSO_3$, (chứa ion hiđrosunfit HSO_3^-).

2. Lưu huỳnh đioxit là chất khử và là chất oxi hoá

a) Lưu huỳnh đioxit là chất khử.

Khi dẫn khí SO_2 vào dung dịch brom có màu vàng nâu nhạt, dung dịch brom bị mất màu:

$$\overset{+4}{S}O_2 + \overset{0}{Br}_2 + 2H_2O \longrightarrow 2H\overset{-1}{Br} + H_2\overset{+6}{S}O_4$$

SO_2 đã khử Br_2 có màu thành HBr không màu.

b) Lưu huỳnh đioxit là chất oxi hoá.

Khi dẫn khí SO_2 vào dung dịch axit sunfuhiđric H_2S, dung dịch bị vẩn đục màu vàng:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2\overset{-2}{S} \longrightarrow 3\overset{0}{S}\downarrow + 2H_2O$$

SO_2 đã oxi hoá H_2S thành S.

C. LƯU HUỲNH TRIOXIT

Lưu huỳnh trioxit (SO_3) là chất lỏng, không màu (t_{nc} = 17^0C), tan vô hạn trong nước và trong axit sunfuric.

Lưu huỳnh trioxit là oxit axit, tác dụng rất mạnh với nước tạo ra axit sunfuric:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Lưu huỳnh trioxit tác dụng với dung dịch bazơ và oxit bazơ tạo muối sunfat.

Bài 9. AXIT SUNFURIC – MUỐI SUNFAT

I. AXIT SUNFURIC

1. Tính chất hoá học

a) Tính chất của dung dịch axit sunfuric loãng.

Dung dịch axit sunfuric loãng có những tính chất chung của axit, đó là:

– Đổi màu quỳ tím thành đỏ.

– Tác dụng với kim loại hoạt động, giải phóng khí hiđro.

– Tác dụng với oxit bazơ và với bazơ.

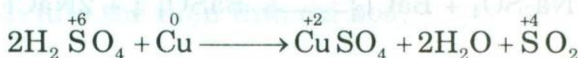
– Tác dụng được với nhiều muối.

b) Tính chất của axit sunfuric đặc.

Ngoài tính axit mạnh, axit sunfuric đặc còn có những tính chất hoá học đặc trưng sau:

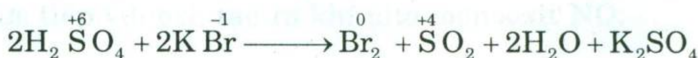
– Tính oxi hoá mạnh:

Axit sunfuric đặc, nóng có tính oxi hoá rất mạnh, nó oxi hoá được hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt), nhiều phi kim (C, S, P,...) và nhiều hợp chất:



$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}SO_4 + 2H_2O + \overset{+4}{S}O_2$$

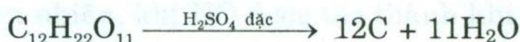
$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{0}{S} \longrightarrow 3\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$



$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + 2K\overset{-1}{Br} \longrightarrow \overset{0}{Br_2} + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O + K_2SO_4$$

– Tính háo nước:

Axit sunfuric đặc hấp thụ mạnh nước. Nó cũng hấp thụ nước từ các hợp chất gluxit. Thí dụ, nhỏ H_2SO_4 đặc vào đường saccarozơ:



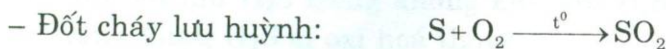
$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4\ đặc} 12C + 11H_2O$$

2. Sản xuất axit sunfuric

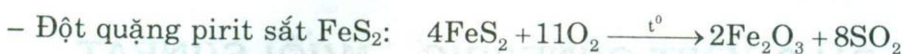
Axit sunfuric được sản xuất trong công nghiệp bằng phương pháp tiếp xúc. Phương pháp này có 3 công đoạn chính:

a) Sản xuất lưu huỳnh đioxit (SO_2)

Phụ thuộc vào nguồn nguyên liệu có sẵn, người ta đi từ nguyên liệu ban đầu là lưu huỳnh hoặc pirit sắt FeS_2...



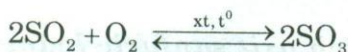
– Đốt cháy lưu huỳnh: $S + O_2 \xrightarrow{t^0} SO_2$



– Đốt quặng pirit sắt FeS_2: $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t^0} 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

b) Sản xuất lưu huỳnh trioxit (SO_3)

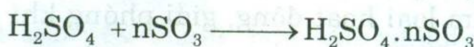
Oxi hoá SO_2 bằng khí oxi hoặc không khí dư ở nhiệt độ 450 – 500°C, chất xúc tác là vanađi (V) oxit V_2O_5:



$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{xt, t^0} 2SO_3$$

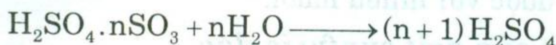
c) Hấp thụ SO_3 bằng H_2SO_4

Dùng H_2SO_4 98% hấp thụ SO_3, được oleum $H_2SO_4 . nSO_3$:



$$H_2SO_4 + nSO_3 \longrightarrow H_2SO_4 . nSO_3$$

Sau đó dùng lượng nước thích hợp pha loãng oleum, được H_2SO_4 đặc:



$$H_2SO_4 . nSO_3 + nH_2O \longrightarrow (n+1)\, H_2SO_4$$

II. Muối sunfat. Nhận biết ion sunfat.

Thuốc thử nhận biết ion sunfat SO_4^{2-} là dung dịch muối bari hoặc dung dịch $Ba(OH)_2$. Sản phẩm phản ứng là bari sunfat $BaSO_4$ kết tủa trắng, không tan trong axit:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Chương 3
NITƠ – PHOTPHO

Bài 10. NITƠ

I. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Liên kết 3 trong phân tử nitơ rất bền, ở 3000^0C nó vẫn chưa bị phân huỷ rõ rệt thành các nguyên tử. Ở nhiệt độ thường, nitơ khá trơ về mặt hoá học nhưng ở nhiệt độ cao nitơ trở nên hoạt động hơn và có thể tác dụng được với nhiều chất.

Khi tham gia phản ứng oxi hoá – khử, số oxi hoá của nitơ có thể giảm hoặc tăng, do đó nó thể hiện tính oxi hoá hoặc tính khử. Tuy nhiên, tính oxi hoá vẫn là tính chất chủ yếu của nitơ.

1. TÍNH OXI HOÁ

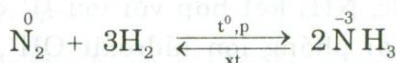
a) Tác dụng với kim loại

Ở nhiệt độ cao, nitơ tác dụng được với một số kim loại hoạt động như Ca, Mg, Al, ... tạo thành nitrua kim loại.

Thí dụ: $3Mg + \overset{0}{N}_2 \xrightarrow{t^0} Mg_3\overset{-3}{N}_2$

b) Tác dụng với hiđro

Ở nhiệt độ cao, áp suất cao và có mặt chất xúc tác, nitơ tác dụng trực tiếp với hiđro, tạo ra khí amoniac.

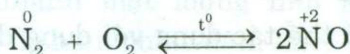


$$\overset{0}{N}_2 + 3H_2 \underset{xt}{\overset{t^0,p}{\rightleftarrows}} 2\overset{-3}{N}H_3$$

Trong những phản ứng nêu trên, số oxi hoá của nguyên tố nitơ giảm từ 0 đến –3, nitơ thể hiện tính oxi hoá.

2. Tính khử

Ở nhiệt độ khoảng 3000^0C (hoặc nhiệt độ của lò hồ quang điện), nitơ kết hợp trực tiếp với oxi, tạo ra khí nitơ monooxit NO:



$$\overset{0}{N}_2 + O_2 \overset{t^0}{\rightleftarrows} 2\overset{+2}{N}O$$

Trong phản ứng này, số oxi hoá của nitơ tăng từ 0 đến +2, nitơ thể hiện tính khử.

Trong thiên nhiên, khí NO được tạo thành khi có sấm sét.

Ở điều kiện thường, khí NO không màu kết hợp ngay với oxi của không khí, tạo ra khí nitơ đioxit NO_2 màu nâu đỏ:

$$2\overset{+2}{N}O + O_2 \longrightarrow 2\overset{+4}{N}O_2$$

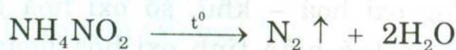
Ngoài các oxit trên, còn có các oxit khác của nitơ như N_2O, N_2O_3, N_2O_5, chúng không điều chế được bằng tác dụng trực tiếp giữa nitơ và oxi.

II. ĐIỀU CHẾ

1. Trong công nghiệp

Nitơ được sản xuất bằng phương pháp chưng cất phân đoạn không khí lỏng.

2. Trong phòng thí nghiệm



$$NH_4NO_2 \xrightarrow{t^0} N_2\uparrow + 2H_2O$$

$$NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow{t^0} N_2\uparrow + NaCl + 2H_2O$$

Bài 11. AMONIAC VÀ MUỐI AMONI

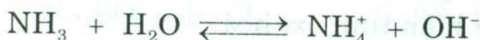
A. AMONIAC

I. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tính bazơ yếu

a) Tác dụng với nước

Khi tan trong nước, NH_3 kết hợp với ion H^+ của nước, tạo thành ion amoni NH_4^+ và giải phóng ion hiđroxit OH^-, làm cho dung dịch có tính bazơ và dẫn điện:

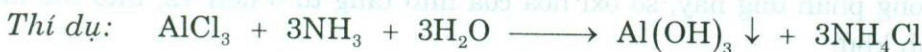


$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Trong dung dịch, amoniac là bazơ yếu. Có thể dùng giấy quỳ tím ẩm để nhận biết khí amoniac, quỳ tím sẽ chuyển thành màu xanh.

b) Tác dụng với dung dịch muối.

Dung dịch amoniac có thể tác dụng với dung dịch muối của nhiều kim loại, tạo thành kết tủa hiđroxit của các kim loại đó.

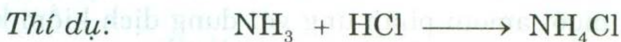


Thí dụ: $AlCl_3 + 3NH_3 + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4Cl$

$$Al^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+$$

c) Tác dụng với axit

Khí amoniac, cũng như dung dịch amoniac, tác dụng với dung dịch axit tạo ra muối amoni.



Thí dụ: $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

amoni clorua

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

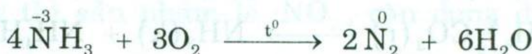
amoni sunfat

2. Tính khử

Trong phân tử amoniac, nitơ có số oxi hoá –3, là số oxi hoá thấp nhất, vì vậy amoniac có tính khử. Tính chất này được thể hiện khi amoniac tác dụng với các chất oxi hoá.

a) Tác dụng với oxi

Amoniac cháy trong oxi cho ngọn lửa màu vàng, tạo ra khí nitơ và hơi nước.



$$4\overset{-3}{N}H_3 + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{0}{N_2} + 6H_2O$$

b) Tác dụng với clo

Clo oxi hoá mạnh amoniac tạo ra nitơ và hiđro clorua:

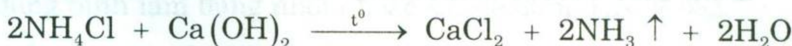
$$2NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6HCl$$

Đồng thời NH_3 kết hợp ngay với HCl tạo thành "khói" trắng NH_4Cl.

II. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm

Khí amoniac được điều chế bằng cách đun nóng muối amoni, thí dụ NH_4Cl, với $Ca(OH)_2$.



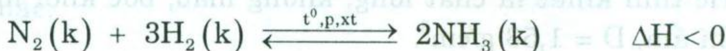
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

Để làm khô khí, người ta cho khí amoniac vừa tạo thành có lẫn hơi nước đi qua bình đựng vôi sống (CaO).

Khi muốn điều chế nhanh một lượng nhỏ khí amoniac, người ta thường đun nóng dung dịch amoniac đậm đặc.

2. Trong công nghiệp

Khí amoniac được tổng hợp từ nitơ và hiđro theo phản ứng:



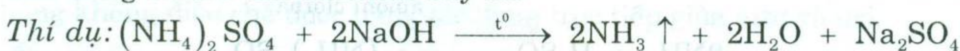
$$N_2(k) + 3H_2(k) \underset{}{\overset{t^0,p,xt}{\rightleftarrows}} 2NH_3(k) \quad \Delta H < 0$$

B. MUỐI AMONI

I. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tác dụng với dung dịch kiềm

Dung dịch đậm đặc của muối amoni phản ứng với dung dịch kiềm khi đun nóng sẽ cho khí amoniac bay ra.



Thí dụ: $(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \xrightarrow{t^0} 2NH_3\uparrow + 2H_2O + Na_2SO_4$

Phương trình ion rút gọn:

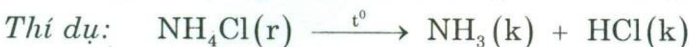
$$NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_3\uparrow + H_2O$$

Dựa vào tính chất này người ta có thể nhận biết ion amoni và điều chế amoniac trong phòng thí nghiệm.

2. Phản ứng nhiệt phân

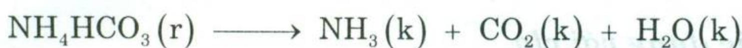
Các muối amoni dễ bị phân huỷ bởi nhiệt.

• Muối amoni chứa gốc axit không có tính oxi hoá khi đun nóng bị phân huỷ thành amoniac.



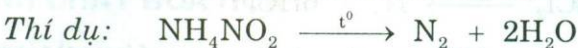
Thí dụ: $NH_4Cl(r) \xrightarrow{t^0} NH_3(k) + HCl(k)$

$$(NH_4)_2CO_3(r) \longrightarrow NH_3(k) + NH_4HCO_3(r)$$



$$NH_4HCO_3(r) \longrightarrow NH_3(k) + CO_2(k) + H_2O(k)$$

• Muối amoni chứa gốc của axit có tính oxi hoá như axit nitơ, axit nitric khi bị nhiệt phân cho ra N_2, N_2O (đinitơ oxit).



Thí dụ: $NH_4NO_2 \xrightarrow{t^0} N_2 + 2H_2O$

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t^0} N_2O + 2H_2O$$

Những phản ứng này được sử dụng để điều chế các khí N_2 và N_2O trong phòng thí nghiệm.

Bài 12. AXIT NITRIC VÀ MUỐI NITRAT

A. AXIT NITRIC

I. CẤU TẠO PHÂN TỬ

Axit nitric (HNO_3) có công thức cấu tạo: H – O – N

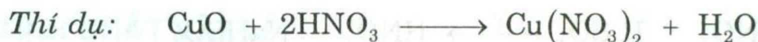
II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Axit nitric tinh khiết là chất lỏng, không màu, bốc khói mạnh trong không khí ẩm, $D = 1,53\ g/cm^3$.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

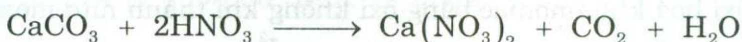
1. Tính axit

Thí dụ:



$$CuO + 2HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$$



$$CaCO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$$

2. Tính oxi hoá

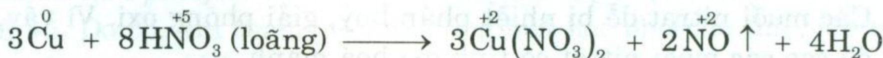
Axit nitric là một trong những axit có tính oxi hoá mạnh. Tuỳ thuộc vào nồng độ của axit và độ mạnh yếu của chất khử, mà HNO_3 có thể bị khử đến các sản phẩm khác nhau của nitơ.

a) Tác dụng với kim loại

Axit nitric oxi hoá được hầu hết các kim loại, kể cả kim loại có tính khử yếu như Cu, Ag, ... trừ Pt và Au. Khi đó, kim loại bị oxi hoá đến mức oxi hoá cao và tạo ra muối nitrat. Thông thường, nếu dùng dung dịch HNO_3 đặc thì sản phẩm là $\overset{+4}{N}O_2$, còn dung dịch loãng thì tạo thành $\overset{+2}{N}O$.

Thí dụ:

$$\overset{0}{Cu} + 4H\overset{+5}{N}O_3\ (\text{đặc}) \longrightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O$$



$$3\overset{0}{Cu} + 8H\overset{+5}{N}O_3\ (\text{loãng}) \longrightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O$$

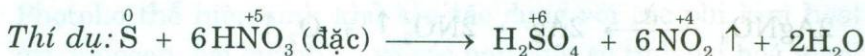
Với các kim loại có tính khử mạnh như Mg, Al, Zn,.., $H\overset{+5}{N}O_3$ loãng có thể bị khử đến $\overset{+1}{N}_2O$, $\overset{0}{N}_2$ hoặc $\overset{-3}{N}H_4NO_3$.

Trong dung dịch HNO_3 đặc, nguội Al và Fe bị thụ động hoá do tạo ra một lớp màng oxit bền, bảo vệ cho kim loại khỏi tác dụng của các axit. Vì vậy, có thể dùng bình làm bằng nhôm hoặc sắt để đựng HNO_3 đặc.

b) Tác dụng với phi kim

Khi đun nóng, HNO_3 đặc có thể oxi hoá được các phi kim như C, S, P, ...

Thí dụ:



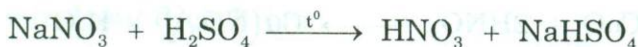
$$\overset{0}{S} + 6H\overset{+5}{N}O_3\ (\text{đặc}) \longrightarrow H_2\overset{+6}{S}O_4 + 6\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O$$

c) Tác dụng với hợp chất

HNO_3 đặc còn oxi hoá được nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ. Vải, giấy, mùn cưa, dầu thông, ... bị phá huỷ hoặc bốc cháy khi tiếp xúc với HNO_3 đặc.

IV. ĐIỀU CHẾ

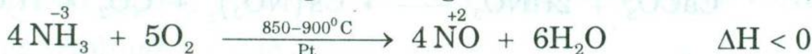
1. Trong phòng thí nghiệm



$$NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{t^0} HNO_3 + NaHSO_4$$

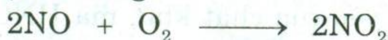
2. Trong công nghiệp

a) Oxi hoá khí amoniac bằng oxi không khí thành nitơ monooxit (NO):



$$4\overset{-3}{N}H_3 + 5O_2 \xrightarrow[Pt]{850-900^0C} 4\overset{+2}{N}O + 6H_2O \qquad \Delta H < 0$$

b) Oxi hoá nitơ monooxit thành nitơ đioxit bằng oxi không khí ở điều kiện thường:



$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

c) $4NO_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HNO_3$

B. MUỐI NITRAT

Muối của axit nitric được gọi là nitrat, thí dụ: natri nitrat $NaNO_3$, bạc nitrat $AgNO_3$, đồng (II) nitrat $Cu(NO_3)_2$, ...

1. Tính chất của muối nitrat

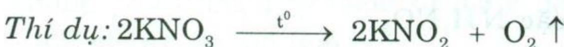
Tất cả các muối nitrat đều dễ tan trong nước và là chất điện li mạnh. Trong dung dịch loãng, chúng phân li hoàn toàn thành các ion:

Thí dụ: $NaNO_3 \longrightarrow Na^+ + NO_3^-$

2. Phản ứng nhiệt phân

Các muối nitrat dễ bị nhiệt phân huỷ, giải phóng oxi. Vì vậy, ở nhiệt độ cao các muối nitrat có tính oxi hoá mạnh.

Các muối nitrat của kim loại hoạt động mạnh (kali, natri, ...) bị phân huỷ tạo ra muối nitrit và O_2.



Thí dụ: $2KNO_3 \xrightarrow{t^0} 2KNO_2 + O_2\uparrow$

Muối nitrat của magie, kẽm, sắt, chì, đồng ... bị phân huỷ tạo ra oxit của kim loại tương ứng, NO_2 và O_2.

Thí dụ: $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^0} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$

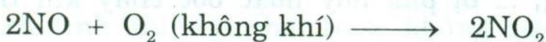
Muối nitrat của bạc, vàng, thuỷ ngân, ... bị phân huỷ tạo thành kim loại tương ứng, NO_2 và O_2:

$$2AgNO_3 \xrightarrow{t^0} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

3. Nhận biết ion nitrat

$$3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- \xrightarrow{t^0} 3Cu^{2+} + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

(dd màu xanh)



$$2NO + O_2 \text{ (không khí)} \longrightarrow 2NO_2$$

(màu nâu đỏ)

Bài 13. PHOTPHO

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Photpho có thể tồn tại ở một số dạng thù hình khác nhau, nhưng quan trọng hơn cả là photpho trắng và photpho đỏ.

1. Photpho trắng

Photpho trắng là chất rắn trong suốt, màu trắng hoặc hơi vàng, trông giống như sáp, có cấu trúc mạng tinh thể phân tử. Trong tinh thể, những phân tử P_4 nằm ở nút mạng và liên kết với nhau bằng lực tương tác yếu.

2. Photpho đỏ

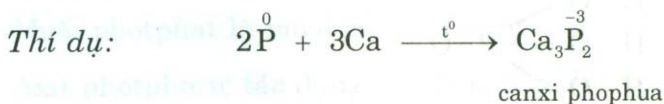
Photpho đỏ là chất bột màu đỏ, dễ hút ẩm và chảy rữa, bền trong không khí ở nhiệt độ thường và không phát quang trong bóng tối, không tan trong các dung môi thông thường, chỉ bốc cháy ở nhiệt độ trên 250^0C.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Photpho là phi kim tương đối hoạt động. Photpho trắng hoạt động hoá học mạnh hơn photpho đỏ. Trong các hợp chất, photpho có số oxi hoá -3, +3 và +5. Do đó, khi tham gia phản ứng hoá học photpho thể hiện tính oxi hoá hoặc tính khử.

1. Tính oxi hoá

Photpho thể hiện tính oxi hoá khi tác dụng với một số kim loại hoạt động tạo ra photphua kim loại.



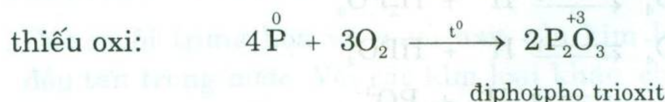
Thí dụ: $2\overset{0}{P} + 3Ca \xrightarrow{t^0} Ca_3\overset{-3}{P_2}$

canxi phophua

2. Tính khử

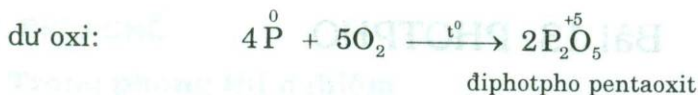
Photpho thể hiện tính khử khi tác dụng với các phi kim hoạt động như oxi, halogen, lưu huỳnh, ... và các hợp chất có tính oxi hoá mạnh khác.

Photpho cháy được trong không khí khi đốt nóng:



thiếu oxi: $4\overset{0}{P} + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{+3}{P_2}O_3$

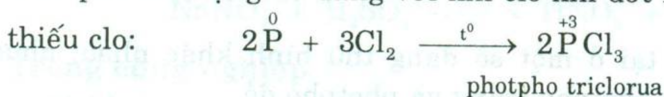
điphotpho trioxit



dư oxi: $4\overset{0}{P} + 5O_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{+5}{P_2O_5}$

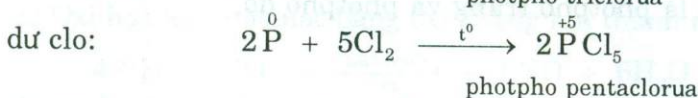
điphotpho pentaoxit

Photpho tác dụng dễ dàng với khí clo khi đốt nóng:



thiếu clo: $2\overset{0}{P} + 3Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{+3}{P}Cl_3$

photpho triclorua



dư clo: $2\overset{0}{P} + 5Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{+5}{P}Cl_5$

photpho pentaclorua

III. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

Trong tự nhiên, không gặp photpho ở trạng thái tự do vì nó khá hoạt động về mặt hoá học. Hai khoáng vật chính của photpho là *photphorit* $Ca_3(PO_4)_2$ và *apatit* $3Ca_3(PO_4)_2 . CaF_2$.

IV. SẢN XUẤT

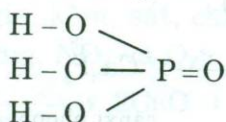
Trong công nghiệp, photpho đỏ được sản xuất bằng cách nung hỗn hợp quặng photphorit (hoặc apatit), cát và than cốc ở 1200^0C trong lò điện. Hơi photpho thoát ra được ngưng tụ khi làm lạnh, sẽ thu được photpho trắng ở dạng rắn.

Bài 14. AXIT PHOTPHORIC VÀ MUỐI PHOTPHAT

A. AXIT PHOTPHORIC

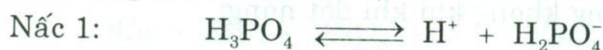
I. CẤU TẠO PHÂN TỬ

Axit photphoric (H_3PO_4) có công thức cấu tạo:

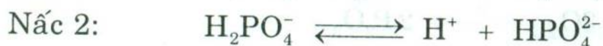


II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

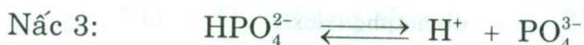
1. Axit photphoric là axit ba nấc, có độ mạnh trung bình, có tất cả những tính chất chung của axit. Trong dung dịch nước, nó phân li theo từng nấc:



Nấc 1: $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$



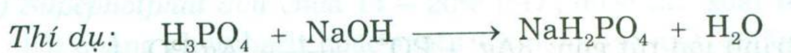
Nấc 2: $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$



Nấc 3: $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$

2. Khi tác dụng với dung dịch kiềm, tuỳ theo lượng chất tác dụng mà axit photphoric tạo ra muối axit, hoặc muối trung hoà, hoặc hợp các muối đó.

Thí dụ:



$$H_3PO_4 + NaOH \longrightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$$

$$H_3PO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$$

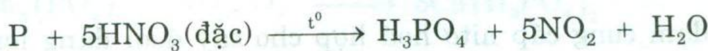
$$H_3PO_4 + 3NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$$

3. Khác với axit nitric, axit photphoric không có tính oxi hoá.

III. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm

Axit photphoric được điều chế bằng cách dùng axit nitric đặc oxi hoá photpho:



$$P + 5HNO_3(\text{đặc}) \xrightarrow{t^0} H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$$

2. Trong công nghiệp.

Cho axit sunfuric đặc tác dụng với quặng photphorit hoặc quặng apatit:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4(\text{đặc}) \xrightarrow{t^0} 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$

Để sản xuất axit H_3PO_4 có độ tinh khiết và nồng độ cao hơn, người ta đốt cháy photpho để thu P_2O_5, rồi cho P_2O_5 tác dụng với nước:

$$4P + 5O_2 \xrightarrow{t^0} 2P_2O_5$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

B. MUỐI PHOTPHAT

Muối photphat là muối của axit photphoric

Axit photphoric tác dụng với dung dịch kiềm, tạo ra ba loại muối:

Muối đihiđrophotphat: NaH_2PO_4, $NH_4H_2PO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, ...

Muối hiđrophotphat: Na_2HPO_4, $(NH_4)_2HPO_4$, $CaHPO_4$, ...

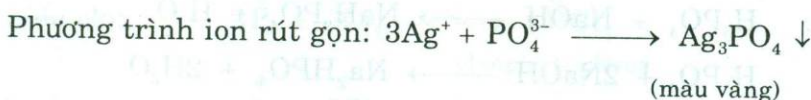
Muối photphat trung hoà: Na_3PO_4, $(NH_4)_3PO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$, ...

I. TÍNH TAN

Các muối trung hoà và muối axit của kim loại natri, kali và amoni đều tan trong nước. Với các kim loại khác, chỉ có muối hiđrophotphat là tan được, ngoài ra đều không tan hoặc ít tan trong nước.

II. NHẬN BIẾT ION PHOTPHAT

Thuốc thử để nhận biết ion PO_4^{3-} trong dung dịch muối photphat là bạc nitrat.



Phương trình ion rút gọn: $3Ag^+ + PO_4^{3-} \longrightarrow \underset{\text{(màu vàng)}}{Ag_3PO_4} \downarrow$

Bài 15. PHÂN BÓN HOÁ HỌC

Có ba loại phân bón hoá học chính thường dùng là phân đạm, phân lân và phân kali

I. PHÂN ĐẠM

Phân đạm cung cấp nitơ hoá hợp cho cây dưới dạng ion nitrat NO_3^- và ion amoni NH_4^+.

Độ dinh dưỡng của phân đạm được đánh giá theo tỉ lệ phần trăm về khối lượng của nguyên tố nitơ.

1. Phân đạm amoni

Đó là các muối amoni NH_4Cl, $(NH_4)_2SO_4$, NH_4NO_3, ... Các muối này được điều chế khi cho amoniac tác dụng với axit tương ứng.

Thí dụ: $2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$

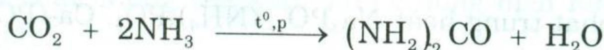
2. Phân đạm nitrat

Đó là các muối nitrat: $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$, ... Các muối này được điều chế bằng phản ứng giữa axit nitric và muối cacbonat.

Thí dụ: $CaCO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$

3. Urê

Urê $(NH_2)_2CO$ (chứa khoảng 46%N), là loại phân đạm tốt nhất, được điều chế bằng cách cho amoniac tác dụng với CO_2 ở nhiệt độ 180–200^{0}C, dưới áp suất khoảng 200 atm:



$$CO_2 + 2NH_3 \xrightarrow{t^0,p} (NH_2)_2CO + H_2O$$

III. PHÂN LÂN

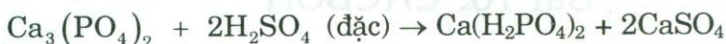
Phân lân cung cấp photpho cho cây dưới dạng ion photphat.

Độ dinh dưỡng của phân lân được đánh giá theo tỉ lệ phần trăm khối lượng P_2O_5.

1. Supephotphat

Có hai loại supephotphat: supephotphat đơn và supephotphat kép.

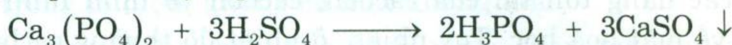
a) Supephotphat đơn chứa 14 – 20% P_2O_5, được sản xuất bằng cách cho bột quặng photphorit hoặc apatit tác dụng với axit sunfuric đặc:



$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \text{ (đặc)} \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

Supephotphat đơn gồm 2 muối $Ca(H_2PO_4)_2$ và $CaSO_4$

b) Supephotphat kép chứa hàm lượng P_2O_5 cao hơn (40 – 50%), vì chỉ có $Ca(H_2PO_4)_2$. Quá trình sản xuất supephotphat kép xảy ra qua hai giai đoạn: điều chế axit photphoric và cho axit này tác dụng với photphorit hoặc apatit:



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4 \downarrow$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \longrightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

2. Phân lân nung chảy

Để sản xuất phân lân nung chảy, người ta nung hỗn hợp bột quặng apatit, đá xà vân (thành phần chính là magie silicat) và than cốc ở nhiệt độ trên 1000^0C trong lò đứng.

Thành phần chính của phân lân nung chảy là hỗn hợp photphat và silicat của canxi và magie (chứa 12 – 14% P_2O_5). Các muối này không tan trong nước, nên chỉ thích hợp cho loại đất chua.

III. PHÂN KALI

Phân kali cung cấp cho cây trồng nguyên tố kali dưới dạng ion K^+.

Độ dinh dưỡng của phân kali được đánh giá theo tỉ lệ phần trăm khối lượng K_2O tương ứng với lượng K có trong thành phần của nó.

Hai muối kali clorua và kali sunfat được sử dụng nhiều nhất để làm phân kali. Tro thực vật chứa K_2CO_3 cũng là một loại phân kali.

IV. PHÂN HỖN HỢP VÀ PHÂN PHỨC HỢP

Đó là loại phân bón chứa đồng thời một số nguyên tố dinh dưỡng cơ bản.

- *Phân hỗn hợp* chứa nitơ, photpho, kali được gọi chung là *phân NPK*.

  Thí dụ, *nitrophotka* là hỗn hợp của $(NH_4)_2HPO_4$ và KNO_3.

- *Phân phức hợp* là hỗn hợp các chất được tạo ra đồng thời bằng tương tác hoá học của các chất. Thí dụ, *amophot* là hỗn hợp các muối $NH_4H_2PO_4$ và $(NH_4)_2HPO_4$, thu được khi cho amoniac tác dụng với axit photphoric.

Chương 4

CACBON – SILIC

Bài 16. CACBON

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Nguyên tố cacbon có một số dạng thù hình là kim cương, than chì, fuleren,... Chúng khác nhau về tính chất vật lí.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

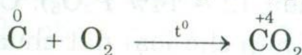
Trong các dạng tồn tại của cacbon, cacbon vô định hình hoạt động hơn cả về mặt hoá học. Tuy nhiên, ở nhiệt độ thường cacbon khá trơ, còn khi đun nóng nó phản ứng được với nhiều chất.

Trong các phản ứng oxi hoá – khử, đơn chất cacbon có thể tăng hoặc giảm số oxi hoá, nên nó thể hiện tính khử hoặc tính oxi hoá. Tuy nhiên, tính khử vẫn là tính chất chủ yếu của cacbon.

1. Tính khử

a) Tác dụng với oxi

Cacbon cháy được trong không khí, phản ứng toả nhiều nhiệt:



$$\overset{0}{C} + O_2 \xrightarrow{t^0} \overset{+4}{C}O_2$$

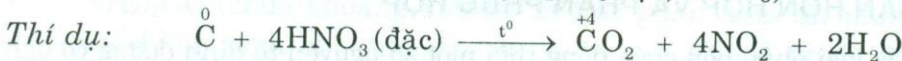
Ở nhiệt độ cao, cacbon lại khử được CO_2 theo phản ứng:

$$\overset{+4}{C}O_2 + \overset{0}{C} \xrightarrow{t^0} 2\overset{+2}{C}O$$

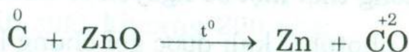
Do đó, sản phẩm khi đốt cacbon trong không khí, ngoài khí CO_2 còn có một ít khí CO.

b) Tác dụng với hợp chất

Ở nhiệt độ cao, cacbon có thể khử được nhiều oxit, phản ứng với nhiều chất oxi hoá khác như HNO_3, H_2SO_4 đặc, $KClO_3$, ...



Thí dụ: $\overset{0}{C} + 4HNO_3\,(\text{đặc}) \xrightarrow{t^0} \overset{+4}{C}O_2 + 4NO_2 + 2H_2O$

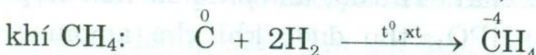


$$\overset{0}{C} + ZnO \xrightarrow{t^0} Zn + \overset{+2}{C}O$$

2. Tính oxi hoá

a) Tác dụng với hiđro

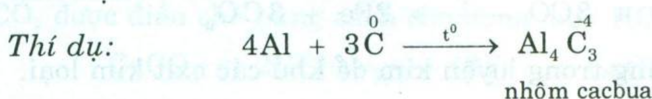
Ở nhiệt độ cao và có chất xúc tác, C tác dụng với khí H_2 tạo thành



khí CH_4: $\overset{0}{C} + 2H_2 \xrightarrow{t^0, xt} \overset{-4}{C}H_4$

b) Tác dụng với kim loại

Ở nhiệt độ cao, C tác dụng được với một số kim loại tạo thành *cacbua kim loại.*



Thí dụ: $4Al + 3\overset{0}{C} \xrightarrow{t^0} Al_4\overset{-4}{C_3}$

nhôm cacbua

III. ĐIỀU CHẾ

Kim cương nhân tạo được điều chế từ than chì, bằng cách nung than chì ở khoảng 2000^0C, dưới áp suất 50 đến 100 nghìn atmotphe với chất xúc tác là sắt, crom hay niken.

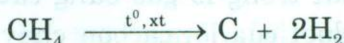
Than chì nhân tạo được điều chế bằng cách nung than cốc ở 2500 – 3000^0C trong lò điện, không có mặt không khí.

Than cốc được điều chế bằng cách nung than mỡ khoảng 1000^0C trong lò cốc, không có không khí.

Than mỏ được khai thác trực tiếp từ các vỉa than nằm ở các độ sâu khác nhau dưới mặt đất.

Than gỗ được tạo nên khi đốt gỗ trong điều kiện thiếu không khí.

Than muội được tạo nên khi nhiệt phân metan có chất xúc tác:



$$CH_4 \xrightarrow{t^0, xt} C + 2H_2$$

Bài 17. HỢP CHẤT CỦA CACBON

A. CACBON MONOOXIT

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Cacbon monooxit (CO) là chất khí không màu, không mùi, không vị, hơi nhẹ hơn không khí, rất ít tan trong nước, rất bền với nhiệt. Khí CO rất độc.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Cacbon monooxit là oxit không tạo muối (oxit trung tính).

CO không tác dụng với nước, axit và dung dịch kiềm ở điều kiện thường.

2. Tính khử

Khi đốt nóng, khí CO cháy trong oxi hoặc trong không khí, cho ngọn lửa màu lam nhạt và toả nhiều nhiệt:

$$2\overset{+2}{C}O + O_2 \xrightarrow{t^0} 2\overset{+4}{C}O_2$$

Vì vậy, khí CO được sử dụng làm nhiên liệu khí.

Ở nhiệt độ cao, khí CO khử được nhiều oxit kim loại.

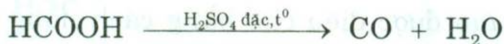
Thí dụ: $$Fe_2O_3 + 3\overset{+2}{C}O \xrightarrow{t^0} 2Fe + 3\overset{+4}{C}O_2$$

Tính chất này được dùng trong luyện kim để khử các oxit kim loại.

III. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm.

Khí CO được điều chế bằng cách đun nóng axit fomic (HCOOH) khi có mặt H_2SO_4 đặc:



$$HCOOH \xrightarrow{H_2SO_4 \text{ đặc}, t^0} CO + H_2O$$

2. Trong công nghiệp.

Khí CO thường được sản xuất bằng cách cho hơi nước đi qua than nung đỏ:

$$C + H_2O \xrightarrow{\sim 1050^0 C} CO + H_2$$

Hỗn hợp khí tạo thành được gọi là *khí than ướt.*

Khí CO còn được sản xuất trong lò gas bằng cách thổi không khí qua than nung đỏ. Ở phần dưới của lò, cacbon cháy thành cacbon đioxit. Khi đi qua lớp than nung đỏ, CO_2 bị khử thành khí CO:

$$CO_2 + C \xrightarrow{t^0} 2CO$$

Hỗn hợp khí thu được gọi là *khí lò gas (khí than khô).*

B. CACBON ĐIOXIT

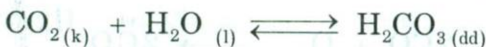
I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Cacbon đioxit (CO_2) là chất khí không màu, nặng gấp 1,5 lần không khí, tan không nhiều trong nước: ở điều kiện thường, 1 lít nước hoà tan được 1 lít khí CO_2.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Khí CO_2 không cháy và không duy trì sự cháy của nhiều chất, nên người ta thường dùng những bình tạo khí CO_2 để dập tắt các đám cháy.

CO_2 là oxit axit, khi tan trong nước một lượng nhỏ CO_2 kết hợp với nước tạo thành dung dịch axit cacbonic:



$$CO_{2\,(k)} + H_2O_{\,(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3\,(dd)}$$

III. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm.

CO_2 được điều chế bằng cách cho dung dịch HCl tác dụng với đá vôi:

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CO_2\uparrow + CaCl_2 + H_2O$$

2. Trong công nghiệp.

Khí CO_2 được thu hồi từ quá trình đốt cháy hoàn toàn than để cung cấp năng lượng cho các quá trình sản xuất khác.

C. AXIT CACBONIC VÀ MUỐI CACBONAT

I. AXIT CACBONIC

Axit cacbonic (H_2CO_3) rất kém bền, chỉ tồn tại trong dung dịch loãng, dễ bị phân huỷ thành CO_2 và H_2O. Trong dung dịch, axit này phân li hai nấc, chủ yếu thành các ion H^+ và HCO_3^- và chỉ tạo thành một lượng rất nhỏ CO_3^{2-}:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$$

Axit cacbonic tạo ra hai loại muối: Muối cacbonat chứa ion CO_3^{2-} $(Na_2CO_3, CaCO_3,...)$; Muối hiđrocacbonat chứa ion HCO_3^- $(NaHCO_3, Ca(HCO_3)_2,...)$

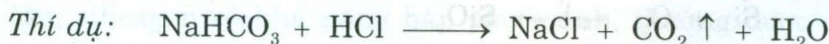
II. MUỐI CACBONAT

a) Tính tan

Muối cacbonat của kim loại kiềm, amoni và đa số các muối hiđrocacbonat dễ tan trong nước. Muối cacbonat của kim loại khác không tan trong nước.

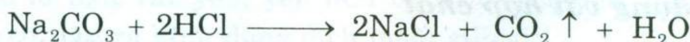
b) Tác dụng với axit

Muối cacbonat, cũng như muối hiđrocacbonat, tác dụng dễ dàng với dung dịch axit, cho khí CO_2 thoát ra.

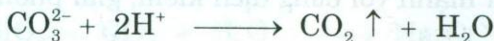


Thí dụ: $NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$

$$HCO_3^- + H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$



$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$$



$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

c) Tác dụng với dung dịch kiềm.

Các muối hiđrocacbonat tác dụng dễ dàng với dung dịch kiềm.

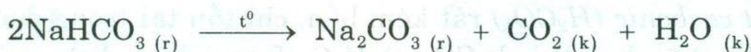
Thí dụ: $NaHCO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

$HCO_3^- + OH^- \longrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$

d) Phản ứng nhiệt phân.

Muối cacbonat trung hoà của kim loại kiềm bền với nhiệt. Muối cacbonat trung hoà của kim loại khác, cũng như muối hiđrocacbonat, bị nhiệt phân huỷ.

Thí dụ: $MgCO_{3\,(r)} \xrightarrow{t^0} MgO_{(r)} + CO_{2\,(k)}$



$2NaHCO_{3\,(r)} \xrightarrow{t^0} Na_2CO_{3\,(r)} + CO_{2\,(k)} + H_2O_{(k)}$

Bài 18. SILIC VÀ HỢP CHẤT CỦA SILIC

A. SILIC

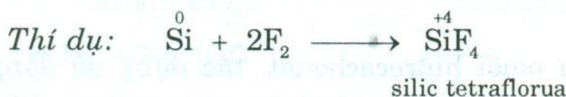
I. TÍNH CHẤT HÓA HỌC

Cũng giống như cacbon, silic có số oxi hoá –4, 0, +2 và +4 (có số oxi hoá +2 ít đặc trưng đối với silic). Trong các phản ứng oxi hoá – khử, silic thể hiện tính khử hoặc tính oxi hoá. Silic vô định hình hoạt động hơn silic tinh thể.

1. Tính khử

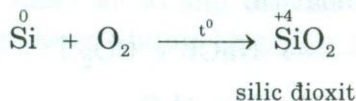
a) Tác dụng với phi kim

Silic tác dụng trực tiếp với flo ở điều kiện thường; với clo, brom, iot, oxi khi đun nóng; với cacbon, nitơ, lưu huỳnh ở nhiệt độ cao.



Thí dụ: $\overset{0}{Si} + 2F_2 \longrightarrow \overset{+4}{Si}F_4$

silic tetraflorua



$\overset{0}{Si} + O_2 \xrightarrow{t^0} \overset{+4}{Si}O_2$

silic đioxit

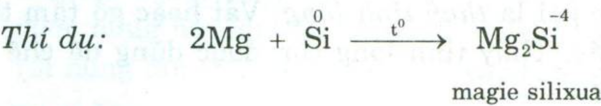
b) Tác dụng với hợp chất

Silic tác dụng tương đối mạnh với dung dịch kiềm, giải phóng khí hiđro:

$\overset{0}{Si} + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2\overset{+4}{Si}O_3 + 2H_2\uparrow$

2. Tính oxi hoá

Ở nhiệt độ cao, silic tác dụng với các kim loại như canxi, magie, sắt, tạo thành *silixua kim loại*.

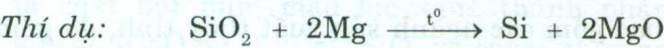


Thí dụ: $2Mg + \overset{0}{Si} \xrightarrow{t^0} Mg_2\overset{-4}{Si}$

magie silixua

III. ĐIỀU CHẾ

Silic được điều chế bằng cách dùng chất khử mạnh như magie, nhôm, cacbon khử silic đioxit ở nhiệt độ cao.



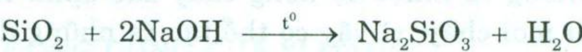
Thí dụ: $SiO_2 + 2Mg \xrightarrow{t^0} Si + 2MgO$

B. HỢP CHẤT CỦA SILIC

I. SILIC ĐIOXIT

Silic đioxit (SiO_2) là chất ở dạng tinh thể, nóng chảy ở 1713^0C, không tan trong nước.

Silic đioxit tan chậm trong dung dịch kiềm đặc, nóng, tan dễ trong kiềm nóng chảy



$$SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t^0} Na_2SiO_3 + H_2O$$

Silic đioxit tan được trong axit flohiđric:

$$SiO_2 + 4HF \longrightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

Dựa vào tính chất này, người ta dùng dung dịch HF để khắc chữ và hình lên thuỷ tinh.

Trong tự nhiên, silic đioxit tồn tại dưới dạng cát và thạch anh. Silic đioxit là nguyên liệu quan trọng để sản xuất thuỷ tinh, đồ gỗ, ...

II. AXIT SILIXIC

Axit silixic (H_2SiO_3) là chất ở dạng keo, không tan trong nước, dễ mất nước khi đun nóng. Khi sấy khô, axit silixic mất một phần nước, tạo thành vật liệu xốp là *silicagen*. Do có tổng diện tích bề mặt rất lớn, silicagen có khả năng hấp phụ mạnh, thường được dùng để hút hơi ẩm trong các thùng đựng hàng hoá.

Axit silixic là axit rất yếu, yếu hơn cả axit cacbonic, nên dễ bị khí cacbon đioxit đẩy ra khỏi dung dịch muối silicat:

$$Na_2SiO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2SiO_3 \downarrow$$

III. MUỐI SILICAT

Axit silixic dễ tan trong dung dịch kiềm, tạo thành muối silicat. Chỉ có silicat kim loại kiềm tan được trong nước. Dung dịch đậm đặc của Na_2SiO_3 và K_2SiO_3 được gọi là *thuỷ tinh lỏng*. Vải hoặc gỗ tẩm thuỷ tinh lỏng sẽ khó bị cháy. Thủy tinh lỏng còn được dùng để chế tạo keo dán thuỷ tinh và sứ.

Bài 19. CÔNG NGHIỆP SILICAT

Công nghiệp silicat bao gồm các ngành sản xuất thủy tinh, đồ gốm, xi măng từ những hợp chất thiên nhiên của silic và các hoá chất khác.

A. THUỶ TINH

Thuỷ tinh loại thông thường được dùng làm cửa kính, chai lọ, ... là hỗn hợp của natri silicat, canxi silicat và silic đioxit. Thành phần hoá học gần đúng của thủy tinh loại này thường được viết dưới dạng các oxit: $Na_2O.CaO.6SiO_2$.

Thuỷ tinh không có nhiệt độ nóng chảy xác định. Khi đun nóng, nó mềm dần rồi mới chảy, vì vậy có thể tạo ra những đồ vật và dụng cụ có hình dạng như ý muốn.

Thuỷ tinh loại thông thường được sản xuất bằng cách nấu chảy một hỗn hợp gồm cát trắng, đá vôi và sođa ở 1400^0C.

B. ĐỒ GỐM

Đồ gốm là vật liệu được chế tạo chủ yếu từ đất sét và cao lanh. Tuỳ theo công dụng, người ta phân biệt: gốm xây dựng, gốm kĩ thuật và gốm dân dụng.

I. GẠCH, NGÓI

Gạch và ngói thuộc loại gốm xây dựng. Phối liệu để sản xuất chúng gồm đất sét và cát, nhào với nước thành khối dẻo, sau đó tạo hình, sấy khô và nung ở 900 – 1000^0C.

II. SÀNH, SỨ

1. Sành

Đất sét sau khi nung khoảng 1200 – 1300^0C thì biến thành *sành*. Sành là vật liệu cứng, gõ kêu, có màu xám hoặc nâu. Để có độ bóng và lớp bảo vệ không thấm nước, người ta tạo một lớp men mỏng ở bề mặt của đồ sành.

2. Sứ

Sứ là vật liệu cứng, xốp, có màu trắng, gõ kêu. Phối liệu để sản xuất sứ gồm cao lanh, fenspat, thạch anh và một số oxit kim loại. Đồ sứ được nung hai lần: lần đầu ở 1000^0C, sau đó tráng men và trang trí, rồi nung lần thứ hai ở nhiệt độ cao hơn, khoảng $1400^0 - 1450^0$C.

C. XI MĂNG

I. THÀNH PHẦN HOÁ HỌC

Xi măng thuộc loại vật liệu kết dính, được dùng trong xây dựng. Đó là chất bột mịn, màu lục xám, thành phần chính gồm các canxi silicat $3CaO.SiO_2$, $2CaO.SiO_2$ và canxi aluminat $3CaO.Al_2O_3$.

II. PHƯƠNG PHÁP SẢN XUẤT

Xi măng được sản xuất bằng cách nghiền nhỏ đá vôi, trộn với đất sét có nhiều SiO_2 và một ít quặng sắt, rồi nung hỗn hợp trong lò quay hoặc lò đứng ở $1400 - 1600^0$C. Sau khi nung, thu được một hỗn hợp rắn màu xám gọi là *clanhke*. Nghiền clanhke này với thạch cao (khoảng 5%) và một số chất phụ gia khác thành bột mịn, sẽ được xi măng.

III. QUÁ TRÌNH ĐÔNG CỨNG CỦA XI MĂNG

Trong xây dựng, xi măng được trộn với nước thành khối nhão, sau vài giờ sẽ bắt đầu đông cứng lại. Quá trình đông cứng của xi măng chủ yếu là sự kết hợp các hợp chất có trong xi măng với nước, tạo nên những tinh thể hiđrat đan xen vào nhau thành khối cứng và bền. Do đó, trong quá trình xi măng đông cứng, người ta thường phải tưới nước.

Chương 5

ĐẠI CƯƠNG VỀ KIM LOẠI

BÀI 20. VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN VÀ CẤU TẠO CỦA KIM LOẠI

I. VỊ TRÍ CỦA KIM LOẠI TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

- Nhóm IA (trừ hiđro), nhóm IIA, nhóm IIIA (trừ bo) và một phần của các nhóm IVA, VA, VIA.
- Các nhóm B (từ IB đến VIIIB).
- Họ lantan và actini, được xếp riêng thành hai hàng ở cuối bảng.

II. CẤU TẠO CỦA KIM LOẠI

1. Cấu tạo nguyên tử

Nguyên tử của hầu hết các nguyên tố kim loại đều có ít electron ở lớp ngoài cùng (1, 2 hoặc 3e).

Trong cùng chu kì, nguyên tử của nguyên tố kim loại có bán kính nguyên tử lớn hơn và điện tích hạt nhân nhỏ hơn so với nguyên tử của nguyên tố phi kim.

2. Cấu tạo tinh thể

Ở nhiệt độ thường, trừ thuỷ ngân ở thể lỏng, còn các kim loại khác ở thể rắn và có cấu tạo tinh thể.

Trong tinh thể kim loại, nguyên tử và ion kim loại nằm ở những nút của mạng tinh thể. Các electron hoá trị liên kết yếu với hạt nhân nên dễ tách khỏi nguyên tử và chuyển động tự do trong mạng tinh thể.

a) Mạng tinh thể lục phương

Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm các mặt của hình lục giác đứng và ba nguyên tử, ion nằm phía trong của hình lục giác.

Trong tinh thể, thể tích của các nguyên tử và ion kim loại chiếm 74%, còn lại 26% là không gian trống.

Thuộc loại này có các kim loại: Be, Mg, Zn, ...

b) Mạng tinh thể lập phương tâm diện

Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm các mặt của hình lập phương.

Trong tinh thể, thể tích của các nguyên tử và ion kim loại chiếm 74%, còn lại 26% là không gian trống.

Thuộc loại này có các kim loại: Cu, Ag, Au, Al,...

c) Mạng tinh thể lập phương tâm khối

Các nguyên tử, ion kim loại nằm trên các đỉnh và tâm của hình lập phương.

Trong tinh thể, thể tích của các nguyên tử và ion kim loại chỉ chiếm 68%, còn lại 32% là không gian trống.

Thuộc loại này có các kim loại: Li, Na, K, V, Mo, ...

3. Liên kết kim loại

Liên kết kim loại là liên kết được hình thành giữa các nguyên tử kim loại và ion kim loại trong mạng tinh thể do sự tham gia của các electron tự do.

Bài 21. TÍNH CHẤT CỦA KIM LOẠI DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Ở điều kiện thường, các kim loại đều ở trạng thái rắn (trừ Hg), có tính dẻo, dẫn điện, dẫn nhiệt và có ánh kim.

Tính chất vật lí chung của kim loại gây nên bởi sự có mặt của các electron tự do trong mạng tinh thể kim loại.

Không chỉ các electron tự do trong tinh thể kim loại, mà đặc điểm cấu trúc mạng tinh thể kim loại, bán kính nguyên tử, ... cũng ảnh hưởng đến tính chất vật lí của kim loại.

Ngoài những tính chất vật lí chung của kim loại như đã nói ở trên, kim loại còn có một số tính chất vật lí không giống nhau. Những kim loại khác nhau có khối lượng riêng, nhiệt độ nóng chảy và tính cứng khác nhau.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Trong một chu kì, nguyên tử của các nguyên tố kim loại có bán kính tương đối lớn hơn và điện tích hạt nhân nhỏ hơn so với phi kim, số electron hoá trị ít, lực liên kết với hạt nhân của những electron này tương đối yếu nên chúng dễ tách khỏi nguyên tử. Vì vậy, tính chất hoá học chung của kim loại là tính khử.

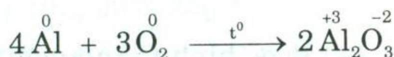
1. Tác dụng với phi kim.

Hầu hết các kim loại đều có thể khử trực tiếp clo tạo ra muối clorua.

$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl_2} \xrightarrow{t^0} 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}$$

a) Tác dụng với oxi

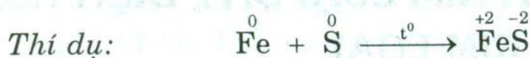
Hầu hết các kim loại có thể khử oxi từ số oxi hoá 0 ($\overset{0}{O_2}$) xuống số oxi hoá $-2(\overset{-2}{O})$.



$$4\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^0} 2\overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3}$$

b) Tác dụng với lưu huỳnh

Nhiều kim loại có thể khử lưu huỳnh từ số oxi hoá 0 ($\overset{0}{S}$) xuống số oxi hoá $-2(\overset{-2}{S})$. Phản ứng cần đun nóng (trừ Hg).



Thí dụ: $\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} \xrightarrow{t^0} \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}$

$$\overset{0}{Hg} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+2}{Hg}\overset{-2}{S}$$

2. Tác dụng với dung dịch axit

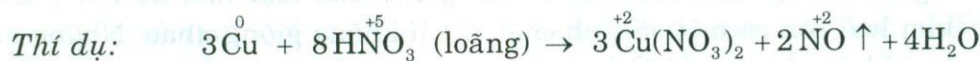
a) Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng

Nhiều kim loại có thể khử được ion H^+ trong dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng thành hiđro.

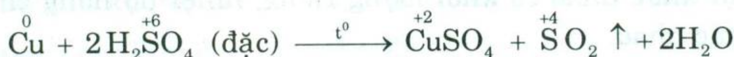
Thí dụ: $Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$

b) Với dung dịch HNO_3, H_2SO_4 đặc

Hầu hết kim loại (trừ Pt, Au) khử được $\overset{+5}{N}$ (trong HNO_3) và $\overset{+6}{S}$ trong (H_2SO_4) xuống số oxi hoá thấp hơn.



Thí dụ: $3\overset{0}{Cu} + 8H\overset{+5}{N}O_3 \text{ (loãng)} \rightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O$



$$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 \text{ (đặc)} \xrightarrow{t^0} \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2\uparrow + 2H_2O$$

3. Tác dụng với nước

Các kim loại ở nhóm IA và IIA của bảng tuần hoàn (trừ Be, Mg) có tính khử mạnh, có thể khử được H_2O ở nhiệt độ thường thành hiđro. Các kim loại còn lại có tính khử yếu hơn nên chỉ khử được H_2O ở nhiệt độ cao như Fe, Zn, ... hoặc không khử được H_2O như Ag, Au, ...

Thí dụ: $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

4. Tác dụng với dung dịch muối

Kim loại mạnh hơn có thể khử được ion của kim loại yếu hơn trong dung dịch muối thành kim loại tự do.

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \longrightarrow \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}\downarrow$$

III. DÃY ĐIỆN HOÁ CỦA KIM LOẠI

1. Cặp oxi hoá – khử của kim loại

Dạng oxi hoá và dạng khử của cùng một nguyên tố kim loại tạo nên cặp oxi hoá – khử của kim loại. Thí dụ ta có cặp oxi hoá – khử: Ag^+/Ag; Cu^{2+}/Cu; Fe^{2+}/Fe

4. ý nghĩa của dãy điện hoá của kim loại

Dãy điện hoá của kim loại cho phép dự đoán chiều của phản ứng giữa 2 cặp oxi hoá – khử theo quy tắc α (anpha): Phản ứng giữa 2 cặp oxi hoá – khử sẽ xảy ra theo chiều chất oxi hoá mạnh hơn sẽ oxi hoá chất khử mạnh hơn, sinh ra chất oxi hoá yếu hơn và chất khử yếu hơn.

Bài 22. HỢP KIM

I. KHÁI NIỆM

Hợp kim là vật liệu kim loại có chứa một kim loại cơ bản và một số kim loại hoặc phi kim khác.

II. TÍNH CHẤT

Tính chất của hợp kim phụ thuộc vào thành phần các đơn chất tham gia cấu tạo mạng tinh thể của hợp kim. Nhìn chung, hợp kim có nhiều tính chất hoá học tương tự tính chất của các đơn chất tham gia tạo thành hợp kim, nhưng tính chất vật lí và tính chất cơ học của hợp kim lại khác nhiều với tính chất các đơn chất.

– Hợp kim không bị ăn mòn: Fe – Cr – Mn (thép inoc), ...

– Hợp kim siêu cứng: W – Co, Co – Cr – W – Fe, ...

– Hợp kim có nhiệt độ nóng chảy thấp: Sn – Pb (thiếc hàn nóng chảy ở 210^0C), có hợp kim gồm Bi – Pb – Sn nóng chảy ở 65^0C.

– Hợp kim nhẹ, cứng và bền: Al – Si, Al – Cu – Mn – Mg.

III. ỨNG DỤNG

Trên thực tế, hợp kim được sử dụng nhiều hơn kim loại nguyên chất. Hợp kim được sử dụng rộng rãi trong các ngành kinh tế quốc dân.

Bài 23. SỰ ĂN MÒN KIM LOẠI

I. KHÁI NIỆM

Sự ăn mòn kim loại là sự phá huỷ kim loại hoặc hợp kim do tác dụng của các chất trong môi trường xung quanh. Đó là một quá trình hoá học hoặc quá trình điện hoá trong đó kim loại bị oxi hoá thành ion dương.

$$M \rightarrow M^{n+} + ne$$

II. CÁC DẠNG ĂN MÒN KIM LOẠI

Có hai dạng ăn mòn kim loại là ăn mòn hoá học và ăn mòn điện hoá.

1. Ăn mòn hoá học

Ăn mòn hoá học là quá trình oxi hoá – khử, trong đó các electron của kim loại được chuyển trực tiếp đến các chất trong môi trường.

2. Ăn mòn điện hoá học

a) Khái niệm

Ăn mòn điện hoá học là quá trình oxi hoá – khử, trong đó kim loại bị ăn mòn do tác dụng của dung dịch chất điện li và tạo nên dòng electron chuyển dời từ cực âm đến cực dương.

b) Ăn mòn điện hoá hợp kim của sắt trong không khí ẩm.

Tại anot, sắt bị oxi hoá thành ion Fe^{2+}: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e$

Các electron được giải phóng chuyển dịch đến catot.

Tại catot, O_2 hoà tan trong nước bị khử thành ion hidroxit:

$$O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$$

Ion Fe^{2+} tan vào dung dịch chất điện li có hoà tan khí O_2. Tại đây, ion Fe^{2+} tiếp tục bị oxi hoá, dưới tác dụng của ion OH^- tạo ra gỉ sắt có thành phần chủ yếu là $Fe_2O_3.nH_2O$.

c) Điều kiện xảy ra sự ăn mòn điện hoá học.

- Các điện cực phải khác nhau về bản chất, có thể là cặp 2 kim loại khác nhau hoặc cặp kim loại với phi kim, ...
- Các điện cực phải tiếp xúc trực tiếp hoặc gián tiếp với nhau qua dây dẫn.
- Các điện cực cùng tiếp xúc với một dung dịch chất điện li.

Thiếu một trong 3 điều kiện trên sẽ không xảy ra sự ăn mòn điện hoá học.

III. CHỐNG ĂN MÒN KIM LOẠI

1. Phương pháp bảo vệ bề mặt

Dùng những chất bền vững đối với môi trường để phủ ngoài mặt những đồ vật bằng kim loại như bôi dầu mỡ, sơn, mạ, tráng men, ...

Sắt tây là sắt được tráng thiếc, tôn là sắt được tráng kẽm. Các đồ vật bằng sắt thường được mạ niken hay crom.

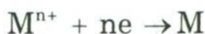
2. Phương pháp điện hoá.

Nối kim loại cần bảo vệ với một kim loại hoạt động hơn để tạo thành pin điện hoá và kim loại hoạt động hơn bị ăn mòn, kim loại kia được bảo vệ. Thí dụ để bảo vệ vỏ tàu biển làm bằng thép, người ta gắn vào mặt ngoài của vỏ tàu (phần chìm dưới nước) những khối kẽm. Kết quả là kẽm bị nước biển ăn mòn thay cho thép.

Bài 24. ĐIỀU CHẾ KIM LOẠI

I. NGUYÊN TẮC

Nguyên tắc điều chế kim loại là khử ion kim loại thành nguyên tử.



$$M^{n+} + ne \rightarrow M$$

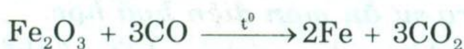
II. PHƯƠNG PHÁP

1. Phương pháp nhiệt luyện

Những kim loại có độ hoạt động trung bình như Zn, Fe, Sn, Pb, ... thường được điều chế bằng phương pháp nhiệt luyện, nghĩa là khử

ion kim loại trong hợp chất ở nhiệt độ cao bằng các chất khử như C, CO, H_2 hoặc các kim loại hoạt động.

Thí dụ: $PbO + H_2 \xrightarrow{t^0} Pb + H_2O$



$Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t^0} 2Fe + 3CO_2$

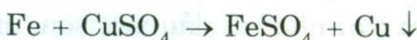
Phương pháp này được dùng để sản xuất kim loại trong công nghiệp

Chất khử hay được sử dụng trong công nghiệp là cacbon

2. Phương pháp thuỷ luyện

Cơ sở của phương pháp này là dùng những dung dịch thích hợp như dung dịch H_2SO_4, NaOH, NaCN, ... để hoà tan kim loại hoặc hợp chất của kim loại và tách ra khỏi phần không tan có trong quặng. Sau đó khử những ion kim loại này trong dung dịch bằng kim loại có tính khử mạnh như Fe, Zn, ...

Thí dụ: Dùng Fe để khử ion Cu^{2+} trong dung dịch muối đồng.



$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$

$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu\downarrow$

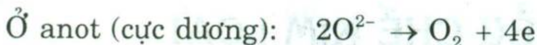
3. Phương pháp điện phân

a) Điện phân hợp chất nóng chảy

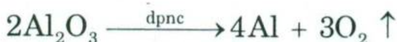
Những kim loại hoạt động hoá học mạnh như K, Na, Ca, Mg, Al được điều chế bằng phương pháp điện phân nóng chảy các hợp chất của kim loại, nghĩa là khử ion kim loại bằng dòng điện.

Thí dụ 1: Điện phân Al_2O_3 nóng chảy để điều chế Al.

Ở catot (cực âm): $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$



Ở anot (cực dương): $2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e$

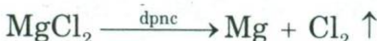


$2Al_2O_3 \xrightarrow{dpnc} 4Al + 3O_2\uparrow$

Thí dụ 2: Điện phân $MgCl_2$ nóng chảy để điều chế Mg

Ở catot: $Mg^{2+} + 2e \rightarrow Mg$

Ở anot: $2Cl^- \rightarrow Cl_2\uparrow + 2e$



$MgCl_2 \xrightarrow{dpnc} Mg + Cl_2\uparrow$

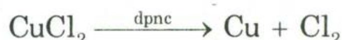
b) Điện phân dung dịch

Cũng có thể điều chế các kim loại hoạt động trung bình hoặc yếu bằng cách điện phân dung dịch muối của chúng.

Thí dụ: Điện phân dung dịch $CuCl_2$ để điều chế Cu.

Ở catot: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$

Ở anot: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$



$$CuCl_2 \xrightarrow{dpnc} Cu + Cl_2$$

c) Tính lượng chất thu được ở các điện cực.

Dựa vào công thức biểu diễn định luật Farađây, có thể xác định được khối lượng các chất thu được ở điện cực:

$$m = \frac{AIt}{nF}, \text{ trong đó}$$

m: Khối lượng chất thu được ở điện cực (gam)

A: Khối lượng mol nguyên tử của chất thu được ở điện cực.

n: Số electron mà nguyên tử hoặc ion đã cho hoặc nhận

I: Cường độ dòng điện (ampe)

t: Thời gian điện phân (giây)

F: Hằng số Farađây (F = 96 500)

Chương 6
KIM LOẠI KIỀM, KIM LOẠI KIỀM THỔ, NHÔM

Bài 25. KIM LOẠI KIỀM VÀ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM

A. KIM LOẠI KIỀM

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN, CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

Kim loại kiềm thuộc nhóm IA của bảng tuần hoàn, gồm các nguyên tố: liti (Li), natri (Na), kali (K), rubiđi (Rb), xesi (Cs) và franxi (Fr).

Cấu hình electron nguyên tử:

Li: [He] $2s^1$; Na: [Ne] $3s^1$; K: [Ar] $4s^1$; Rb: [Kr] $5s^1$; Cs: [Xe] $6s^1$

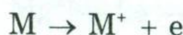
II. Tính chất vật lí.

Các kim loại kiềm có màu trắng bạc và có ánh kim, dẫn điện tốt, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp, khối lượng riêng nhỏ, độ cứng thấp.

Sở dĩ kim loại kiềm có nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi thấp, khối lượng riêng nhỏ và độ cứng thấp là do kim loại kiềm có mạng tinh thể lập phương tâm khối, cấu trúc tương đối rộng. Mặt khác, trong tinh thể các nguyên tử và ion liên kết với nhau bằng liên kết kim loại yếu. Vì vậy, kim loại kiềm có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi thấp, độ cứng thấp.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Các nguyên tử kim loại kiềm có năng lượng ion hoá nhỏ, vì vậy kim loại kiềm có tính khử rất mạnh. Tính khử tăng dần từ liti đến xesi.



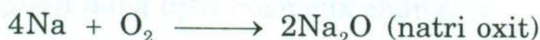
$$M \rightarrow M^+ + e$$

Trong hợp chất, các kim loại kiềm có số oxi hoá +1.

1. Tác dụng với phi kim

a) Tác dụng với oxi

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2 \text{ (natri peoxit)}$$



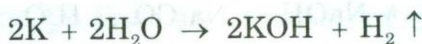
$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O \text{ (natri oxit)}$$

b) Tác dụng với clo

$$2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$$

2. Tác dụng với axit

Kim loại kiềm khử mạnh ion H^+ trong dung dịch axit HCl và H_2SO_4 loãng thành khí hiđro: $2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$

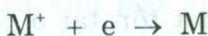


3. Tác dụng với nước.

Kim loại kiềm khử nước dễ dàng ở nhiệt độ thường, giải phóng khí hiđro.

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

Muốn điều chế kim loại kiềm từ các hợp chất, cần phải khử các ion của chúng.



$$M^+ + e \rightarrow M$$

Vì ion kim loại kiềm rất khó bị khử nên phải dùng dòng điện (phương pháp điện phân). Quan trọng nhất là điện phân muối halogenua của kim loại kiềm nóng chảy.

B. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM

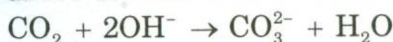
I. NATRI HIĐROXIT

- Natri hiđroxit (NaOH) hay xút ăn da là chất rắn, không màu, dễ nóng chảy ($t_{nc} = 322^0C$), hút ẩm mạnh (dễ chảy rữa), tan nhiều trong nước và toả ra một lượng nhiệt lớn nên cần phải cẩn thận khi hoà tan NaOH trong nước.
- Khi tan trong nước, NaOH phân li hoàn toàn thành ion:

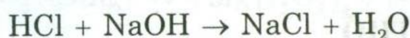
$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

- Natri hiđroxit tác dụng được với oxit axit, axit và muối:

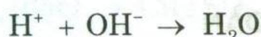
$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$



$$CO_2 + 2OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + H_2O$$

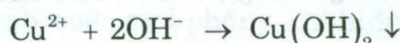


$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$



$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

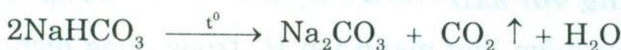
$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$



$$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

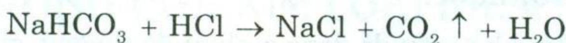
II. NATRI HIĐROCACBONAT

Natri hiđrocacbonat ($NaHCO_3$) là chất rắn màu trắng, ít tan trong nước, dễ bị nhiệt phân huỷ tạo ra Na_2CO_3 và khí CO_2:

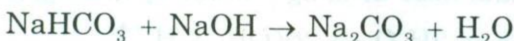


$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t^0} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

$NaHCO_3$ có tính lưỡng tính (vừa tác dụng được với dung dịch axit, vừa tác dụng được với dung dịch bazơ)



$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$$



$$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

III. NATRI CACBONAT

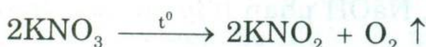
Natri cacbonat (Na_2CO_3) là chất rắn màu trắng, tan nhiều trong nước. Ở nhiệt độ thường, natri cacbonat tồn tại ở dạng muối ngậm nước $Na_2CO_3.10H_2O$, ở nhiệt độ cao muối này mất dần nước kết tinh trở thành natri cacbonat khan, nóng chảy ở 850^0C.

Na_2CO_3 là muối của axit yếu (axit cacbonic) và có những tính chất chung của muối.

Muối cacbonat của kim loại kiềm trong dung dịch nước cho môi trường kiềm.

IV. KALI NITRAT

Kali nitrat (KNO_3) là những tinh thể không màu, bền trong không khí, tan nhiều trong nước. Khi đun nóng ở nhiệt độ cao hơn nhiệt độ nóng chảy (333^0C), KNO_3 bắt đầu bị phân huỷ thành O_2 và KNO_2.



$$2KNO_3 \xrightarrow{t^0} 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

Bài 26. KIM LOẠI KIỀM THỔ VÀ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA KIM LOẠI KIỀM THỔ

A. KIM LOẠI KIỀM THỔ

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

Kim loại kiềm thổ thuộc nhóm IIA của bảng tuần hoàn, gồm các nguyên tố beri (Be), magie (Mg), canxi (Ca), stronti (Sr), bari (Ba) và rađi (Ra).

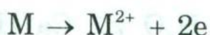
II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Các kim loại kiềm thổ có màu trắng bạc, có thể dát mỏng. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các kim loại kiềm thổ tuy cao hơn các kim loại kiềm nhưng vẫn tương đối thấp. Khối lượng riêng tương đối nhỏ, nhẹ hơn nhôm (trừ bari). Độ cứng hơi cao hơn các kim loại kiềm nhưng vẫn tương đối mềm.

Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và khối lượng riêng của các kim loại kiềm thổ không biến đổi theo một quy luật nhất định như các kim loại kiềm. Đó là do các kim loại kiềm thổ có kiểu mạng tinh thể không giống nhau.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Các nguyên tử kim loại kiềm thổ có năng lượng ion hoá tương đối nhỏ, vì vậy kim loại kiềm thổ có tính khử mạnh. Tính khử tăng dần từ beri đến bari.

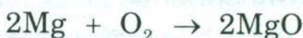


$$M \rightarrow M^{2+} + 2e$$

Trong hợp chất, các kim loại kiềm thổ có số oxi hoá +2

1. Tác dụng với phi kim

Kim loại kiềm thổ khử các nguyên tử phi kim thành ion âm

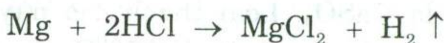


$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

2. Tác dụng với dung dịch axit

a) Với axit HCl, H_2SO_4 loãng

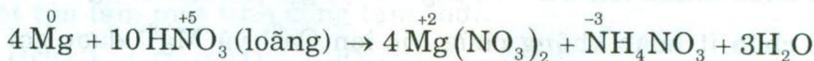
Kim loại kiềm thổ khử mạnh ion H^+ trong các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng thành khí H_2.



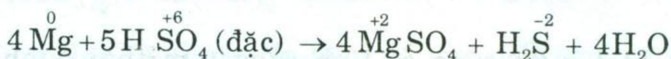
$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

b) Với axit HNO_3, H_2SO_4 đặc

Kim loại kiềm thổ có thể khử $\overset{+5}{N}$ trong HNO_3 loãng xuống $\overset{-3}{N}$; $\overset{+6}{S}$ trong H_2SO_4 đặc xuống $\overset{-2}{S}$.



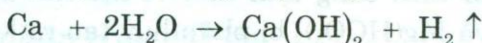
$$4\overset{0}{Mg} + 10H\overset{+5}{N}O_3\text{ (loãng)} \rightarrow 4\overset{+2}{Mg}(NO_3)_2 + \overset{-3}{N}H_4NO_3 + 3H_2O$$



$$4\overset{0}{Mg} + 5H_2\overset{+6}{S}O_4\text{ (đặc)} \rightarrow 4\overset{+2}{Mg}SO_4 + H_2\overset{-2}{S} + 4H_2O$$

3. Tác dụng với nước

Ở nhiệt độ thường, Be không khử được nước, Mg khử chậm. Các kim loại còn lại khử mạnh nước giải phóng khí hiđro.



$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

B. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA CANXI

1. Canxi

Canxi hiđroxit ($Ca(OH)_2$) còn gọi là vôi tôi, là chất rắn màu trắng, ít tan trong nước. Nước vôi trong là dung dịch $Ca(OH)_2$.

$Ca(OH)_2$ hấp thụ dễ dàng khí CO_2:

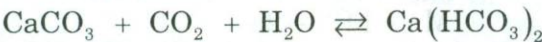
$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

2. Canxi cacbonat.

Canxi cacbonat ($CaCO_3$) là chất rắn, màu trắng, không tan trong nước, bị phân huỷ ở nhiệt độ khoảng 1000^0C.

$$CaCO_3 \xrightarrow{t^0} CaO + CO_2$$

Ở nhiệt độ thường, $CaCO_3$ tan dần trong nước có hoà tan khí CO_2 tạo ra canxi hiđrocacbonat ($Ca(HCO_3)_2$), chất này chỉ tồn tại trong dung dịch.

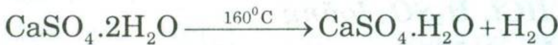


$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2$$

3. Canxi sunfat.

Trong tự nhiên, canxi sunfat ($CaSO_4$) tồn tại dưới dạng muối ngậm nước $CaSO_4.2H_2O$ gọi là thạch cao sống.

Khi đun nóng đến 160^0C, thạch cao sống mất một phần nước biến thành thạch cao nung.



$$\underset{\text{Thạch cao sống}}{CaSO_4.2H_2O} \xrightarrow{160^0C} \underset{\text{Thạch cao nung}}{CaSO_4.H_2O} + H_2O$$

Thạch cao khan là $CaSO_4$. Loại thạch cao này được điều chế bằng cách nung thạch cao sống ở nhiệt độ 350^0C.

C. NƯỚC CỨNG

1. Khái niệm

Nước chứa nhiều ion Ca^{2+} và Mg^{2+} được gọi là nước cứng.

Nước chứa ít hoặc không chứa các ion Ca^{2+} và Mg^{2+} được gọi là nước mềm.

Người ta phân biệt nước cứng có tính cứng tạm thời, vĩnh cửu và toàn phần.

a) Tính cứng tạm thời là tính cứng gây nên bởi các muối $Ca(HCO_3)_2$ và $Mg(HCO_3)_2$. Gọi là tính cứng tạm thời vì chỉ cần đun sôi nước, các muối $Ca(HCO_3)_2$ và $Mg(HCO_3)_2$ bị phân huỷ tạo ra kết tủa $CaCO_3$ và

$MgCO_3$ nên sẽ làm mất tính cứng gây ra bởi các muối này.

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^0} CaCO_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$$

$$Mg(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^0} MgCO_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$$

b) Tính cứng vĩnh cửu là tính cứng gây nên bởi các muối sunfat, clorua của canxi và magie. Khi đun sôi, các muối này không bị phân huỷ nên tính cứng vĩnh cửu không mất đi.

c) Tính cứng toàn phần gồm cả tính cứng tạm thời và tính cứng vĩnh cửu.

2. Tác hại

Nước cứng gây nhiều tác hại trong đời sống cũng như trong sản xuất.

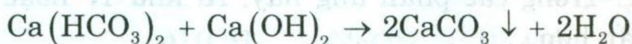
- Đun nước cứng lâu ngày trong nồi hơi, nồi sẽ bị phủ một lớp cặn. Lớp cặn dày 1mm làm tốn thêm 5% nhiên liệu, thậm chí có thể gây nổ.
- Các ống dẫn nước cứng lâu ngày bị đóng cặn, làm giảm lưu lượng của nước
- Quần áo giặt bằng nước cứng thì xà phòng không ra bọt, tốn xà phòng và làm quần áo chóng hư hỏng do những kết tủa khó tan bám vào quần áo.
- Pha trà bằng nước cứng sẽ làm giảm hương vị của trà. Nấu ăn bằng nước cứng sẽ làm cho thực phẩm lâu chín và giảm mùi vị.

3. Cách làm mềm nước cứng

Nguyên tắc làm mềm nước cứng là làm giảm nồng độ các ion Ca^{2+}, Mg^{2+} trong nước cứng.

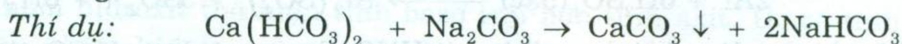
a) Phương pháp kết tủa

- Khi đun sôi nước, các muối $Ca(HCO_3)_2$ và $Mg(HCO_3)_2$ bị phân huỷ tạo ra muối cacbonat không tan. Loại bỏ kết tủa, chẳng hạn bằng lắng, gạn người ta được nước mềm.
- Dùng $Ca(OH)_2$ với một lượng vừa đủ để trung hoà muối axit, tạo ra kết tủa làm mất tính cứng tạm thời.

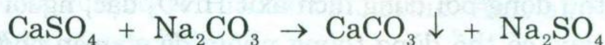


$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

- Dùng Na_2CO_3 (hoặc Na_3PO_4) để làm mất tính cứng tạm thời và tính cứng vĩnh cửu.



Thí dụ: $Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaHCO_3$



$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

b) Phương pháp trao đổi ion

Bài 27. NHÔM VÀ HỢP CHẤT CỦA NHÔM

A. NHÔM

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN, CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

Nhôm (Al) ở ô số 13, thuộc nhóm IIIA, chu kì 3 của bảng tuần hoàn.

Cấu hình electron nguyên tử: $1s^22s^22p^63s^23p^1$; viết gọn là $[Ne]3s^23p^1$

II. Tính chất vật lí.

Nhôm là kim loại màu trắng bạc, nóng chảy ở 660^0C, khá mềm, dễ kéo sợi, dễ dát mỏng. Có thể dát được những lá nhôm mỏng 0,01 mm dùng làm giấy gói kẹo, gói thuốc lá, ...

Nhôm là kim loại nhẹ ($D = 2,7$ g/cm^3), dẫn điện tốt (gấp 3 lần sắt, bằng 2/3 lần đồng) và dẫn nhiệt tốt (gấp 3 lần sắt).

III. Tính chất hoá học.

Nhôm là kim loại có tính khử mạnh, chỉ sau kim loại kiềm và kiềm thổ, nên dễ bị oxi hoá thành ion dương: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e$

1. Tác dụng với phi kim

a) Tác dụng với halogen

$$2Al + 3Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2AlCl_3$$

b) Tác dụng với oxi

$$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2Al_2O_3$$

2. Tác dụng với axit.

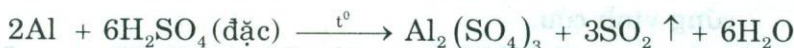
- Nhôm khử dễ dàng ion H^+ trong dung dịch HCl và H_2SO_4 loãng thành khí H_2.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

- Nhôm tác dụng mạnh với dung dịch HNO_3 loãng, HNO_3 đặc, nóng và H_2SO_4 đặc, nóng. Trong các phản ứng này, Al khử $\overset{+5}{N}$ hoặc $\overset{+6}{S}$ xuống số oxi hoá thấp hơn.

Thí dụ:

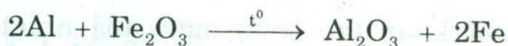
$$Al + 4HNO_3(\text{loãng}) \xrightarrow{t^0} Al(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$



$$2Al + 6H_2SO_4(\text{đặc}) \xrightarrow{t^0} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

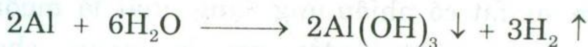
- Nhôm bị thụ động bởi dung dịch axit HNO_3 đặc, nguội hoặc H_2SO_4 đặc, nguội. Vì vậy, có thể dùng thùng nhôm để chuyên chở những axit đặc, nguội nói trên.

3. Tác dụng với oxit kim loại



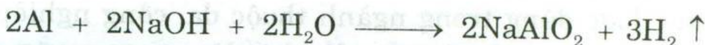
$$2Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^0} Al_2O_3 + 2Fe$$

4. Tác dụng với nước



$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow$$

5. Tác dụng với dung dịch kiềm



$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$$

V. SẢN XUẤT NHÔM

Trong công nghiệp, nhôm được sản xuất bằng phương pháp điện phân nhôm oxit nóng chảy.

B. MỘT SỐ HỢP CHẤT QUAN TRỌNG CỦA NHÔM

I. NHÔM OXIT

- Nhôm oxit (Al_2O_3) là chất rắn, màu trắng, không tan trong nước và không tác dụng với nước, nóng chảy ở trên 2050^0C.
- Nhôm oxit là oxit lưỡng tính, vừa tác dụng với axit, vừa tác dụng với bazơ.

– Al_2O_3 tác dụng với dung dịch axit, thí dụ:

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O$$

– Al_2O_3 tác dụng với dung dịch kiềm, thí dụ:

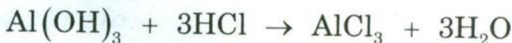
$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

Natri aluminat

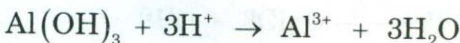
$$Al_2O_3 + 2OH^- \rightarrow 2AlO_2^- + H_2O$$

II. NHÔM HIĐROXIT

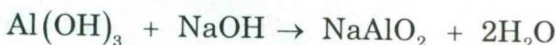
- Nhôm hiđroxit ($Al(OH)_3$) là chất rắn, màu trắng, kết tủa ở dạng keo.
- $Al(OH)_3$ là hiđroxit lưỡng tính.



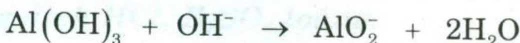
$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$



$$Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$$



$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$



$$Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2H_2O$$

Nhôm hiđroxit thể hiện tính bazơ trội hơn tính axit. Do có tính axit nên nhôm hiđroxit còn có tên là axit aluminic. Axit aluminic là axit rất yếu, yếu hơn axit cacbonic.

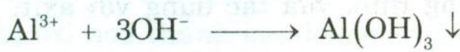
III. NHÔM SUNFAT

- Muối nhôm sunfat khan tan trong nước toả nhiệt làm dung dịch nóng lên do bị hiđrat hoá.
- Muối nhôm sunfat có nhiều ứng dụng nhất là muối sunfat kép của nhôm và kali ngậm nước gọi là phèn chua, công thức: $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$ hay viết gọn là: $KAl(SO_4)_2.12H_2O$. Phèn chua được dùng trong ngành thuộc da, công nghiệp giấy, chất cầm màu trong ngành nhuộm vải, chất làm trong nước, ...

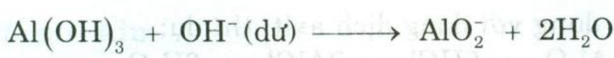
Trong công thức hoá học trên, nếu thay ion K^+ bằng Li^+, Na^+ hay NH_4^+ ta được các muối kép khác có tên chung là phèn nhôm (nhưng không gọi là phèn chua).

IV. CÁCH NHẬN BIẾT ION Al^{3+} TRONG DUNG DỊCH

Cho từ từ dung dịch NaOH đến dư vào dung dịch thí nghiệm, nếu thấy có kết tủa keo xuất hiện rồi tan trong NaOH dư thì chứng tỏ có ion Al^{3+}



$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3 \downarrow$$



$$Al(OH)_3 + OH^-(\text{dư}) \longrightarrow AlO_2^- + 2H_2O$$

Chương 7
SẮT VÀ MỘT SỐ KIM LOẠI QUAN TRỌNG

Bài 28. SẮT

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN, CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

Sắt (Fe) ở ô số 26, thuộc nhóm VIIIB, chu kì 4 của bảng tuần hoàn.

Cấu hình electron nguyên tử.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, có thể viết gọn là [Ar] $3d^6 4s^2$

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Sắt là kim loại màu trắng hơi xám, có khối lượng riêng lớn (D = 7,9 g/cm^3), nóng chảy ở 1540^{0}C. Sắt có tính dẫn điện, dẫn nhiệt tốt. Khác với kim loại khác, sắt có tính nhiễm từ.

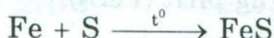
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Sắt là kim loại có tính khử trung bình.

1. Tác dụng với phi kim

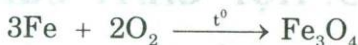
Ở nhiệt độ cao, sắt khử nguyên tử phi kim thành ion âm và bị oxi hoá đến số oxi hoá +2 hoặc +3.

a) Tác dụng với lưu huỳnh.



$$Fe + S \xrightarrow{t^0} FeS$$

b) Tác dụng với oxi



$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t^0} Fe_3O_4$$

c) Tác dụng với clo

$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2FeCl_3$$

2. Tác dụng với axit

a) Với dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng.

Fe khử ion H^+ của các dung dịch HCl, H_2SO_4 loãng thành H_2, Fe bị oxi hoá đến số oxi hoá +2.

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$$

b) Với dung dịch HNO_3 và H_2SO_4 đặc, nóng

Fe khử $\overset{+5}{N}$ hoặc $\overset{+6}{S}$ trong dung dịch HNO_3 hoặc H_2SO_4 đặc, nóng đến số oxi hoá thấp hơn, còn Fe bị oxi hoá đến số oxi hoá +3.

$$Fe + 4HNO_3(\text{loãng}) \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

Fe bị thụ động bởi các axit HNO_3 đặc, nguội hoặc H_2SO_4 đặc, nguội

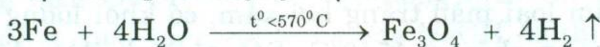
3. Tác dụng với dung dịch muối

Fe có thể khử được ion của các kim loại đứng sau nó trong dãy điện hoá của kim loại. Trong các phản ứng này, Fe thường bị oxi hoá đến số oxi hoá +2.

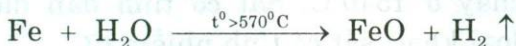
Thí dụ: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$

4. Tác dụng với nước

Ở nhiệt độ thường, sắt không khử được nước, nhưng ở nhiệt độ cao sắt khử hơi nước tạo ra H_2 và Fe_3O_4 hoặc FeO.



$$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^0 < 570^0C} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$



$$Fe + H_2O \xrightarrow{t^0 > 570^0C} FeO + H_2\uparrow$$

IV. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

- Sắt chiếm khoảng 5% khối lượng vỏ Trái Đất, đứng hàng thứ hai trong các kim loại (sau nhôm)
- Trong tự nhiên, sắt tồn tại chủ yếu ở dạng hợp chất.

Quặng sắt quan trọng là: quặng manhetit (Fe_3O_4) (hiếm có trong tự nhiên), quặng hematit đỏ (Fe_2O_3), quặng hematit nâu ($Fe_2O_3.nH_2O$), quặng xiđerit ($FeCO_3$), quặng pirit (FeS_2).

Bài 29. HỢP CHẤT CỦA SẮT

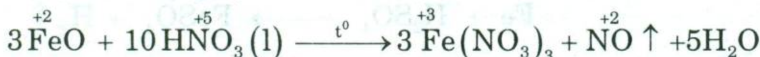
I. HỢP CHẤT SẮT (II)

Trong các phản ứng hoá học, ion Fe^{2+} dễ nhường 1 electron để trở thành ion Fe^{3+}: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$

Như vậy, tính chất hoá học đặc trưng của hợp chất sắt (II) là tính khử.

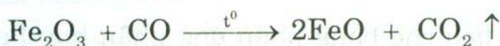
1. Sắt (II) Oxit

- Sắt (II) oxit (FeO) là chất rắn màu đen, không có trong tự nhiên; FeO tác dụng với dung dịch HNO_3 được muối sắt (III):



$$3\overset{+2}{Fe}O + 10H\overset{+5}{N}O_3(l) \xrightarrow{t^0} 3\overset{+3}{Fe}(NO_3)_3 + \overset{+2}{N}O\uparrow + 5H_2O$$

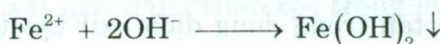
- Sắt (II) oxit có thể điều chế bằng cách dùng H_2 hay CO khử sắt (III) oxit ở 500^0C.



$$Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t^0} 2FeO + CO_2\uparrow$$

2. Sắt (II) hiđroxit

- Sắt (II) hiđroxit ($Fe(OH)_2$) nguyên chất là chất rắn, màu trắng hơi xanh, không tan trong nước. Trong không khí, $Fe(OH)_2$ dễ bị oxi hoá thành $Fe(OH)_3$ màu nâu đỏ.
- Khi cho dung dịch muối sắt (II) vào dung dịch kiềm, lúc đầu ta thu được kết tủa màu trắng hơi xanh, sau đó chuyển dần sang màu nâu đỏ.

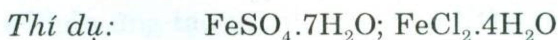


$$Fe^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow$$

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3\downarrow$$

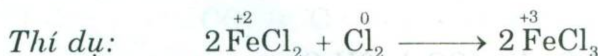
3. Muối sắt (II)

- Đa số muối sắt (II) tan trong nước, khi kết tinh thường ở dạng ngậm nước.



Thí dụ: $FeSO_4.7H_2O$; $FeCl_2.4H_2O$

- Muối sắt (II) dễ bị oxi hoá thành muối sắt (III) bởi các chất oxi hoá.



Thí dụ: $2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{+3}{Fe}Cl_3$

Muối sắt (II) được điều chế bằng cách cho Fe (hoặc FeO; $Fe(OH)_2$ tác dụng với axit HCl hoặc H_2SO_4 loãng:

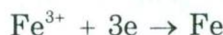
$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

$$FeO + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2O$$

II. HỢP CHẤT SẮT (III)

Trong các phản ứng hoá học, ion Fe^{3+} có khả năng nhận 1 hoặc 3 electron để trở thành ion Fe^{2+} hoặc Fe:

$$Fe^{3+} + 1e \rightarrow Fe^{2+}$$



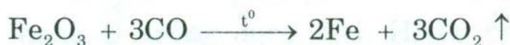
$$Fe^{3+} + 3e \rightarrow Fe$$

1. Sắt (III) oxit

- Sắt (III) oxit (Fe_2O_3) là chất rắn màu đỏ nâu, không tan trong nước.
- Sắt (III) oxit là oxit bazơ nên dễ tan trong các dung dịch axit mạnh.

Thí dụ: $Fe_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$

Ở nhiệt độ cao, Fe_2O_3 bị CO hoặc H_2 khử thành Fe



$$Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t^0} 2Fe + 3CO_2\uparrow$$

• Sắt (III) oxit có thể điều chế bằng phản ứng phân huỷ $Fe(OH)_3$ ở nhiệt độ cao:

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^0} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

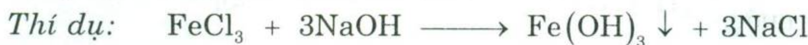
• Sắt (III) oxit có trong tự nhiên dưới dạng quặng hematit dùng để luyện gang.

2. Sắt (III) hiđroxit

• Sắt (III) hiđroxit ($Fe(OH)_3$) là chất rắn, màu nâu đỏ, không tan trong nước nhưng dễ tan trong dung dịch axit tạo thành dung dịch muối sắt (III).

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

• Sắt (III) hiđroxit được điều chế bằng cách cho dung dịch kiềm tác dụng với dung dịch muối sắt (III).



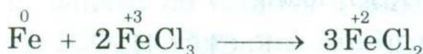
Thí dụ: $FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$

3. Muối sắt (III)

• Đa số muối sắt (III) tan trong nước, khi kết tinh thường ở dạng ngậm nước.

Thí dụ: $FeCl_3.6H_2O$; $Fe_2(SO_4)_3.9H_2O$

• Các muối sắt (III) có tính oxi hoá, dễ bị khử thành muối sắt (II).



$$\overset{0}{Fe} + 2\overset{+3}{Fe}Cl_3 \longrightarrow 3\overset{+2}{Fe}Cl_2$$

$$\overset{0}{Cu} + 2\overset{+3}{Fe}Cl_3 \longrightarrow \overset{+2}{Cu}Cl_2 + 2\overset{+2}{Fe}Cl_2$$

Bài 30. HỢP KIM CỦA SẮT

I. GANG

1. Khái niệm

Gang là hợp kim của sắt với cacbon trong đó có từ 2 – 5% khối lượng cacbon, ngoài ra còn một lượng nhỏ các nguyên tố Si, Mn, S, ...

2. Phân loại

Có hai loại gang

a) Gang xám

Gang chứa cacbon ở dạng than chì. Gang xám được dùng để đúc bệ máy ống dẫn nước, cánh cửa, ...

b) Gang trắng

Gang chứa ít cacbon hơn và cacbon chủ yếu ở dạng xementit (Fe_3C).

Gang trắng (có màu sáng hơn gang xám) được dùng để luyện thép.

3. Sản xuất gang.

a) Nguyên tắc

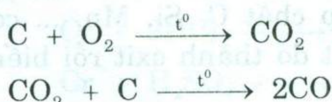
Khử quặng sắt oxit bằng than cốc trong lò cao

b) Nguyên liệu

Quặng sắt oxit (thường là quặng hematit đỏ Fe_2O_3), than cốc và chất chảy ($CaCO_3$ hoặc SiO_2).

c) Các phản ứng hoá học xảy ra trong quá trình luyện quặng thành gang.

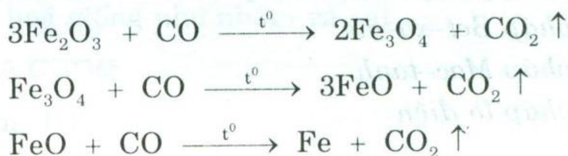
• Phản ứng tạo thành chất khử CO



$$C + O_2 \xrightarrow{t^0} CO_2$$

$$CO_2 + C \xrightarrow{t^0} 2CO$$

• Phản ứng khử sắt oxit



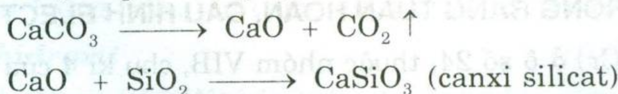
$$3Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t^0} 2Fe_3O_4 + CO_2\uparrow$$

$$Fe_3O_4 + CO \xrightarrow{t^0} 3FeO + CO_2\uparrow$$

$$FeO + CO \xrightarrow{t^0} Fe + CO_2\uparrow$$

• Phản ứng tạo xỉ

Ở phần bụng lò, nơi có nhiệt độ khoảng 1000^0C xảy ra phản ứng phân huỷ $CaCO_3$ và phản ứng tạo xỉ:



$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 \text{ (canxi silicat)}$$

d) Sự tạo thành gang

Ở phần bụng lò có nhiệt độ cao khoảng 1500^0C, sắt nóng chảy có hoà tan một phần cacbon và một lượng nhỏ các nguyên tố Si, Mn, ... tạo thành gang. Gang nóng chảy tích tụ ở nồi lò. Sau một thời gian nhất định người ta tháo gang và xỉ ra khỏi lò cao.

II. THÉP

1. Khái niệm

Thép là hợp kim của sắt chứa từ 0,01 – 2% khối lượng cacbon cùng với một số nguyên tố khác (Si, Mn, Cr, Ni, ...)

2. Phân loại

a) Thép thường (hay thép cacbon)

– Thép mềm: Chứa không quá 0,1%C. Thép mềm dễ gia công, được dùng kéo sợi, cán thành thép lá dùng chế tạo các vật dụng trong đời sống và xây dựng nhà cửa, ...

– Thép cứng: Chứa trên 0,9%C, được dùng để chế tạo các công cụ, các chi tiết máy như các vòng bi, vỏ xe bọc thép, ...

b) Thép đặc biệt

Đưa thêm vào thép thường một số nguyên tố làm cho thép có những tính chất đặc biệt.

3. Sản xuất thép

a) Nguyên tắc

Giảm hàm lượng các tạp chất C, Si, Mn, ... có trong gang bằng cách oxi hoá các tạp chất đó thành oxit rồi biến thành xỉ và tách ra khỏi thép.

b) Các phương pháp luyện thép

Phương pháp Bet–xơ–me:

Phương pháp Mac–tanh

Phương pháp lò điện

Bài 31. CROM VÀ HỢP CHẤT CỦA CROM

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN, CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

Crom (Cr) ở ô số 24, thuộc nhóm VIB, chu kì 4 của bảng tuần hoàn.

Cấu hình electron nguyên tử: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, viết gọn là $[Ar]3d^5 4s^1$.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Crom là kim loại màu trắng ánh bạc, có khối lượng riêng lớn (D = 7,2 g/cm^3), nóng chảy ở 1890^0C. Crom là kim loại cứng nhất, có thể rạch được thuỷ tinh.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

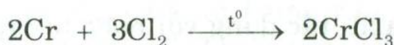
Crom là kim loại có tính khử mạnh hơn sắt.

Trong các phản ứng hoá học, crom tạo nên các hợp chất trong đó crom có số oxi hoá từ +1 đến +6 (thường gặp +2, +3 và +6).

1. Tác dụng với phi kim.

Ở nhiệt độ thường, crom chỉ tác dụng với flo. Ở nhiệt độ cao, crom tác dụng với oxi, clo, lưu huỳnh, ...

$$4Cr + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2Cr_2O_3$$



$$2Cr + 3Cl_2 \xrightarrow{t^0} 2CrCl_3$$

$$2Cr + 3S \xrightarrow{t^0} Cr_2S_3$$

2. Tác dụng với axit

Vì có màng oxit bảo vệ, crom không tan ngay trong dung dịch loãng và nguội của axit HCl và H_2SO_4. Khi đun nóng màng oxit tan rã, crom tác dụng với axit giải phóng H_2 và tạo ra muối crom (II) khi không có không khí.

$$Cr + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Cr + H_2SO_4 \longrightarrow CrSO_4 + H_2\uparrow$$

Crom không tác dụng với dung dịch axit HNO_3 hoặc H_2SO_4 đặc, nguội do bị thụ động hoá giống như nhôm và sắt.

II. HỢP CHẤT CỦA CROM

1. Hợp chất crom (III)

a) Crom (III) oxit

- Crom (III) oxit (Cr_2O_3) là chất rắn, màu lục thẫm, không tan trong nước.
- Cr_2O_3 là oxit lưỡng tính, tan trong dung dịch axit và kiềm đặc.

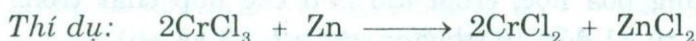
b) Crom (III) hiđroxit

- Crom (III) hiđroxit ($Cr(OH)_3$) là chất rắn, màu lục xám, không tan trong nước.
- $Cr(OH)_3$ là một hiđroxit lưỡng tính, tan được trong dung dịch axit và dung dịch kiềm.

$$Cr(OH)_3 + NaOH \longrightarrow NaCrO_2 + 2H_2O$$

$$Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$$

Vì ở trạng thái số oxi hoá trung gian, Cr^{3+} trong dung dịch vừa có tính oxi hoá (trong môi trường axit) vừa có tính khử (trong môi trường bazơ).



Thí dụ: $2CrCl_3 + Zn \longrightarrow 2CrCl_2 + ZnCl_2$

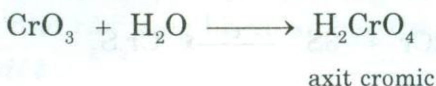
$2NaCrO_2 + 3Br_2 + 8NaOH \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 4H_2O$

2. Hợp chất crom (VI)

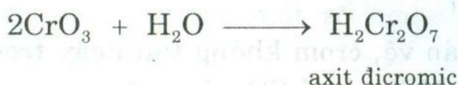
a) Crom (VI) oxit

Crom (VI) oxit (CrO_3) là chất rắn, màu đỏ thẫm.

CrO_3 là một oxit axit, tác dụng với nước tạo ra axit:



$$CrO_3 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{axit cromic}}{H_2CrO_4}$$



$$2CrO_3 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{axit đicromic}}{H_2Cr_2O_7}$$

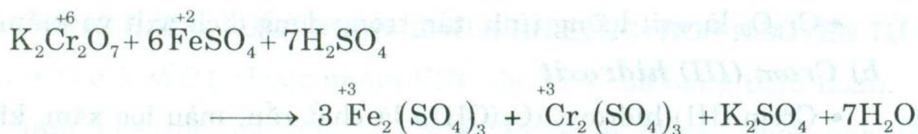
CrO_3 có tính oxi hoá mạnh, một số chất vô cơ và hữu cơ như S, P, C, C_2H_5OH bốc cháy khi tiếp xúc với CrO_3.

b) Muối crom (VI)

+ Muối cromat, như natri cromat (Na_2CrO_4) và kali cromat (K_2CrO_4) là muối của axit cromic, có màu vàng của ion cromat $\left(CrO_4^{2-}\right)$.

+ Muối đicromat, như natri đicromat ($Na_2Cr_2O_7$) và kali đicromat ($K_2Cr_2O_7$) là muối của axit đicromat, có màu da cam của ion đicromat $\left(Cr_2O_7^{2-}\right)$.

• Các muối cromat và đicromat có tính oxi hoá mạnh, đặc biệt trong môi trường axit, muối crom (VI) bị khử thành muối crom (III). *Thí dụ:*



$$K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 6\overset{+2}{Fe}SO_4 + 7H_2SO_4 \longrightarrow 3\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + \overset{+3}{Cr_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

• Trong dung dịch của ion $Cr_2O_7^{2-}$ (màu da cam) luôn luôn có cả ion CrO_4^{2-} (màu vàng) ở trạng thái cân bằng với nhau.

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftarrows 2CrO_4^{2-} + 2H^+$$

Bài 32. ĐỒNG VÀ HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

I. VỊ TRÍ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN, CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

Đồng (Cu) ở ô số 29, thuộc nhóm IB, chu kì 4 của bảng tuần hoàn.

Nguyên tử Cu có cấu hình electron bất thường:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. Viết gọn là $[Ar]3d^{10}4s^1$

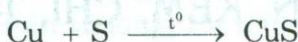
II. Tính chất vật lí.

Đồng là kim loại màu đỏ, có khối lượng riêng lớn (D = 8,98 g/cm^3), nóng chảy ở 1083^{0}C. Đồng tinh khiết tương đối mềm, dễ kéo dài và dát mỏng. Đồng dẫn điện và dẫn nhiệt tốt, chỉ kém bạc và hơn hẳn các kim loại khác.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tác dụng với phi kim

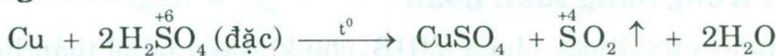
$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t^0} 2CuO$$



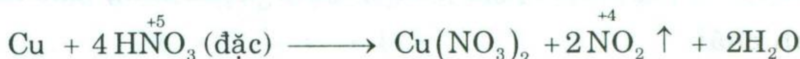
$$Cu + S \xrightarrow{t^0} CuS$$

$$Cu + Cl_2 \xrightarrow{t^0} CuCl_2$$

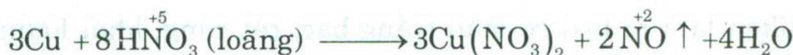
2. Tác dụng với axit



$$Cu + 2H_2\overset{+6}{S}O_4\,(\text{đặc}) \xrightarrow{t^0} CuSO_4 + \overset{+4}{S}O_2\uparrow + 2H_2O$$



$$Cu + 4H\overset{+5}{N}O_3\,(\text{đặc}) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O$$

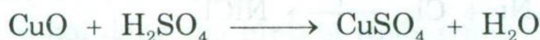


$$3Cu + 8H\overset{+5}{N}O_3\,(\text{loãng}) \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O$$

IV. HỢP CHẤT CỦA ĐỒNG

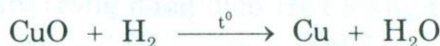
1. Đồng (II) oxit

- Đồng (II) oxit (CuO) là chất rắn màu đen, không tan trong nước
- CuO là oxit bazơ, tác dụng dễ dàng với axit và oxit axit



$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

- Khi đun nóng, CuO dễ bị H_2, CO, C khử thành đồng kim loại.



$$CuO + H_2 \xrightarrow{t^0} Cu + H_2O$$

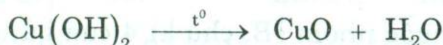
2. Đồng (II) hiđroxit

- Đồng (II) hiđroxit ($Cu(OH)_2$) là chất rắn màu xanh, không tan trong nước.

- $Cu(OH)_2$ là một bazơ, dễ tan trong các dung dịch axit.

$$Cu(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

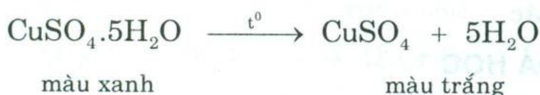
- $Cu(OH)_2$ dễ bị nhiệt phân



$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CuO + H_2O$$

3. Muối đồng (II)

- Dung dịch muối đồng có màu xanh
- Muối đồng thường gặp là muối đồng (II), như $CuCl_2$, $CuSO_4$, $Cu(NO_3)_2$, ...
- Muối đồng (II) sunfat kết tinh ở dạng ngậm nước $CuSO_4.5H_2O$ có màu xanh dạng khan có màu trắng.



$$CuSO_4.5H_2O \xrightarrow{t^0} CuSO_4 + 5H_2O$$

màu xanh   màu trắng

Bài 33. SƠ LƯỢC VỀ NIKEN, KẼM, CHÌ, THIẾC

I. NIKEN

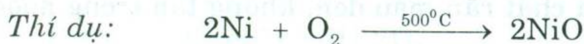
1. Vị trí trong bảng tuần hoàn

Niken ô số 28, thuộc nhóm VIIIB, chu kì 4 của bảng tuần hoàn.

2. Tính chất

- Niken là kim loại có màu trắng bạc, rất cứng, khối lượng riêng lớn ($D = 8,9\ g/cm^3$).
- Niken là kim loại có tính khử yếu hơn sắt, tác dụng được với nhiều đơn chất và hợp chất nhưng không tác dụng với hiđro.

Thí dụ:



$$2Ni + O_2 \xrightarrow{500^0C} 2NiO$$

$$Ni + Cl_2 \xrightarrow{t^0} NiCl_2$$

Ở nhiệt độ thường, Ni bền với không khí và nước.

II. KẼM

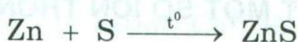
1. Vị trí trong bảng tuần hoàn

Kẽm ở ô số 30, thuộc nhóm IIB, chu kì 4 của bảng tuần hoàn.

2. **Tính chất**

- Kẽm là kim loại có màu lam nhạt. Trong không khí ẩm, kẽm bị phủ một lớp oxit mỏng nên có màu xám. Kẽm là kim loại có khối lượng riêng (D = 7,13 g/cm^3), nóng chảy ở 419,5^{0}C.
- Kẽm là kim loại hoạt động, có tính khử mạnh hơn sắt, tác dụng trực tiếp với oxi, lưu huỳnh, ... khi đun nóng và tác dụng dược với các dung dịch axit, kiềm, muối.

$$2Zn + O_2 \xrightarrow{t^0} 2ZnO$$



$$Zn + S \xrightarrow{t^0} ZnS$$

III. CHÌ

1. **Vị trí trong bảng tuần hoàn**

Chì ở ô số 82, thuộc nhóm IVA, chu kì 6 của bảng tuần hoàn.

2. **Tính chất**

- Chì là kim loại có màu trắng hơi xanh, có khối lượng riêng lớn (D = 11,34g/cm^3), nóng chảy ở 327,4^{0}C. Chì mềm nên dễ dát thành lá mỏng.
- Ở điều kiện thường, Pb tác dụng với oxi của không khí tạo ra màng oxit bảo vệ cho kim loại không tiếp tục bị oxi hoá. Khi đun nóng trong không khí, Pb bị oxi hoá dẫn đến hết, tạo ra PbO.

$$2Pb + O_2 \xrightarrow{t^0} 2PbO$$

Khi đun nóng, Pb tác dụng trực tiếp với lưu huỳnh tạo ra PbS.

$$Pb + S \xrightarrow{t^0} PbS$$

IV. THIẾC

1. **Vị trí trong bảng tuần hoàn**

Thiếc ở ô số 50, thuộc nhóm IVA, chu kì 5 của bảng tuần hoàn.

2. **Tính chất**

- Ở điều kiện thường, thiếc là kim loại màu trắng bạc (thường gọi là thiếc trắng), có khối lượng riêng lớn (D = 7,92 g/cm^3), mềm nên dễ dát mỏng, nóng chảy ở 232^{0}C.

  Thiếc tồn tại ở hai dạng thù hình là thiếc trắng và thiếc xám, hai dạng này có thể biến đổi lẫn nhau phụ thuộc vào nhiệt độ.
- Thiếc tan chậm trong dung dịch HCl loãng tạo ra $SnCl_2$ và khí H_2

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2\uparrow$$

Khi đun nóng trong không khí, Sn tác dụng với O_2 tạo ra SnO_2

$$Sn + O_2 \xrightarrow{t^0} SnO_2$$

Chương 8

PHÂN BIỆT MỘT SỐ CHẤT VÔ CƠ

Bài 34. NHẬN BIẾT MỘT SỐ ION TRONG DUNG DỊCH

I. NGUYÊN TẮC NHẬN BIẾT MỘT SỐ ION TRONG DUNG DỊCH

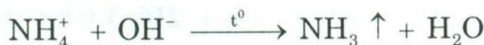
Để nhận biết một số ion trong dung dịch, người ta thêm vào dung dịch một thuốc thử tạo với ion đó một sản phẩm đặc trưng như một kết tủa, một hợp chất có màu hoặc một chất khí khó tan sủi bọt hoặc một khí bay khỏi dung dịch.

II. NHẬN BIẾT MỘT SỐ CATION TRONG DUNG DỊCH

1. Nhận biết cation Na^+

Hầu hết các hợp chất của natri tan nhiều trong nước và không có màu, nên không thể dùng phản ứng hoá học để nhận biết ion Na^+ mà dùng phương pháp vật lí thử màu ngọn lửa.

2. Nhận biết cation NH_4^+



$$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t^0} NH_3 \uparrow + H_2O$$

Ta nhận ra khí đó bằng mùi khai của nó hoặc sự đổi màu của giấy quỳ tím tẩm ướt bằng nước cất (màu tím đổi sang màu xanh).

3. Nhận biết cation Ba^{2+}

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4 \downarrow$$

4. Nhận biết cation Al^{3+}

Đặc tính của cation này là tạo ra hiđroxit lưỡng tính. Vì vậy, khi thêm từ từ dung dịch kiềm vào dung dịch Al^{3+}, đầu tiên hiđroxit $Al(OH)_3$ kết tủa sau đó kết tủa này tan trong thuốc thử dư:

$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3 \downarrow$$

$$Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow AlO_2^- + 2H_2O$$

5. Nhận biết các cation Fe^{2+} và Fe^{3+}

a) Nhận biết cation Fe^{3+}

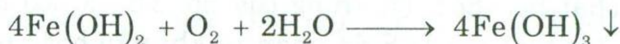
Thêm dung dịch kiềm (OH^-) ... hoặc NH_3 vào dung dịch Fe^{3+} tạo thành kết tủa $Fe(OH)_3$ màu nâu đỏ:

$$Fe^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3 \downarrow$$

b) Nhận biết cation Fe^{2+}

Thêm dung dịch kiềm (OH^-) hoặc NH_3 vào dung dịch Fe^{2+} thì tạo thành kết tủa $Fe(OH)_2$ có màu trắng hơi xanh.

Ngay sau đó, kết tủa này tiếp xúc với oxi không khí và bị oxi hoá thành $Fe(OH)_3$:



$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3 \downarrow$$

c) Nhận biết cation Cu^{2+}

Thuốc thử đặc trưng của cation Cu^{2+} là dung dịch NH_3. Dung dịch thuốc thử đó đầu tiên tạo với ion Cu^{2+} kết tủa $Cu(OH)_2$ màu xanh, sau đó kết tủa này bị hoà tan trong thuốc thử dư tạo thành dung dịch có màu xanh lam đậm.

III. NHẬN BIẾT MỘT SỐ ANION TRONG DUNG DỊCH

1. Nhận biết anion NO_3^-

Nếu trong dung dịch không có anion có khả năng oxi hoá mạnh thì có thể dùng bột Cu hoặc một vài mẫu lá Cu mỏng trong môi trường axit (axit sunfuric loãng) để nhận biết anion NO_3^-:

$$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2NO \uparrow + 4H_2O$$

2. Nhận biết anion SO_4^{2-}

Thuốc thử đặc trưng và khá chọn lọc cho anion SO_4^{2-} là dung dịch $BaCl_2$ trong môi trường axit loãng dư (dung dịch HCl hoặc HNO_3 loãng):

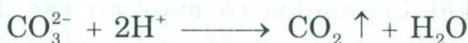
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4 \downarrow$$

3. Nhận biết anion Cl^-

Thuốc thử đặc trưng của anion Cl^- là dung dịch $AgNO_3$ trong môi trường HNO_3 loãng, phản ứng tạo ra kết tủa trắng:

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl \downarrow$$

5. Nhận biết anion CO_3^{2-}



$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2 \uparrow + H_2O$$

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

Bài 35. NHẬN BIẾT MỘT SỐ CHẤT KHÍ

I. NGUYÊN TẮC CHUNG ĐỂ NHẬN BIẾT MỘT CHẤT KHÍ

Để nhận biết một chất khí người ta có thể dựa vào tính chất vật lí hoặc tính chất hoá học đặc trưng của nó. Thí dụ, có thể dựa vào mùi trứng thối đặc biệt của H_2S để nhận ra khí này hoặc nhận ra khí NH_3 bằng mùi khai đặc trưng của nó.

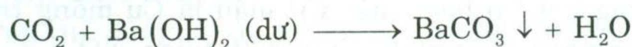
II. NHẬN BIẾT MỘT SỐ CHẤT KHÍ

1. Nhận biết khí CO_2

Khí CO_2 không màu, không mùi, nặng hơn không khí, rất ít tan trong nước, nên khi tạo thành từ các dung dịch nước nó tạo nên sự sủi bọt khá mạnh và đặc trưng.

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

$$HCO_3^- + H^+ \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$



$$CO_2 + Ba(OH)_2\ (\text{dư}) \longrightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O$$

Tuy nhiên các khí SO_2, SO_3 cũng có tính chất đó, do tạo nên các kết tủa $BaSO_3$ và $BaSO_4$ tương ứng.

2. Nhận biết khí SO_2

Khí SO_2 không màu, nặng hơn không khí, có mùi hắc, gây ngạt và độc; giống CO_2, SO_2 cũng làm vẩn đục nước vôi trong.

Thuốc thử tốt nhất để hấp thụ khí SO_2 và đồng thời nhận biết nó, phân biệt nó với khí CO_2 là dung dịch nước brom dư:

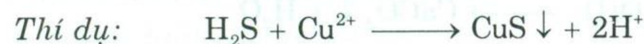
$$SO_2 + Br_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HBr$$

Vì khí SO_2 làm nhạt màu dung dịch brom.

3. Nhận biết khí H_2S.

Khí H_2S không màu, nặng hơn không khí, có mùi trứng thối và độc. Khí H_2S dễ dàng tạo kết tủa sunfua có màu với các dung dịch của nhiều muối ngay trong môi trường axit.

Thí dụ:



$$H_2S + Cu^{2+} \longrightarrow CuS\downarrow + 2H^+$$

$$H_2S + Pb^{2+} \longrightarrow PbS\downarrow + 2H^+$$

4. Nhận biết khí NH_3

Khí NH_3 không màu, nhẹ hơn không khí, tan nhiều trong nước, có mùi khai đặc trưng, kích thích mắt và hệ thống hô hấp rất mạnh. Lượng rất nhỏ khí này trong không khí cũng khiến ta nhận ra ngay bằng mùi khai rất đặc trưng của nó, đồng thời vì NH_3 tan nhiều trong nước và là một bazơ yếu, nên dùng miếng giấy quỳ tím thấm ướt bằng nước cất có thể nhận biết được khí NH_3 trong không khí. Khi đó miếng giấy quỳ thấm ướt chuyển thành màu xanh.

Các bảng dưới đây tóm tắt phản ứng nhận biết của một số cation, anion, khí thường gặp với một số thuốc thử.

Phản ứng nhận biếtn từng cation

Cation	Dung dịch thuốc thử	Hiện tượng	Giải thích
Ba^{2+}	H_2SO_4 (loãng)	↓ trắng không tan trong axit	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$
Fe^{2+}	Kiềm hoặc NH_3	↓ trắng hơi xanh, sau đó chuyển thành nâu đỏ	$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow$ $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O$ $\rightarrow 4Fe(OH)_3 \downarrow$
Fe^{3+}	Kiềm hoặc NH_3	↓ nâu đỏ	$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow$
Al^{3+}	Kiềm dư	↓ keo trắng, tan trong thuốc thử dư	$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow$ $Al(OH)_3 \downarrow + OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2H_2O$
Cu^{2+}	NH_3 dư	↓ xanh, tan thành dung dịch xanh lam đậm	Lúc tạo ra ↓$Cu(OH)_2$ màu xanh, sau đó kết tủa tan tạo thành dung dịch màu xanh lam đậm..

Phản ứng nhận biết từng anion

Anion	**Dung dịch thuốc thử**	**Hiện tượng**	**Giải thích**
NO_3^-	Cu(bột) + H_2SO_4(l)	Dung dịch xanh, khí không màu hoá nâu trong không khí	$3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO\uparrow + 4H_2O$
SO_4^{2-}	$BaCl_2$ (trong môi trường axit loãng)	↓ trắng không tan trong axit	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
CO_3^{2-}	HCl	Sủi bọt khí không màu, không mùi	$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$
Cl^-	$AgNO_3$ (trong dd HNO_3 loãng)	↓ trắng không tan trong axit	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$

Phản ứng nhận biết từng khí

Khí	**Mùi**	**Dung dịch thuốc thử**	**Hiện tượng, giải thích**
SO_2	Hắc, gây ngạt	Dung dịch Br_2 dư	Dung dịch brom nhạt màu: $SO_2 + Br_2 + 2H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HBr$
CO_2	–	$Ca(OH)_2$ dư ($Ba(OH)_2$ dư)	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$ (trắng)
NH_3	Khai	Quỳ tím	Chuyển màu xanh
H_2S	Trứng thối	$Pb(CH_3COO)_2$	$Pb^{2+} + H_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2H^+$ (đen)

Phần II. HOÁ HỌC HỮU CƠ

Chương 1

ĐẠI CƯƠNG VỀ HOÁ HỌC HỮU CƠ

Bài 1. MỞ ĐẦU VỀ HOÁ HỌC HỮU CƠ

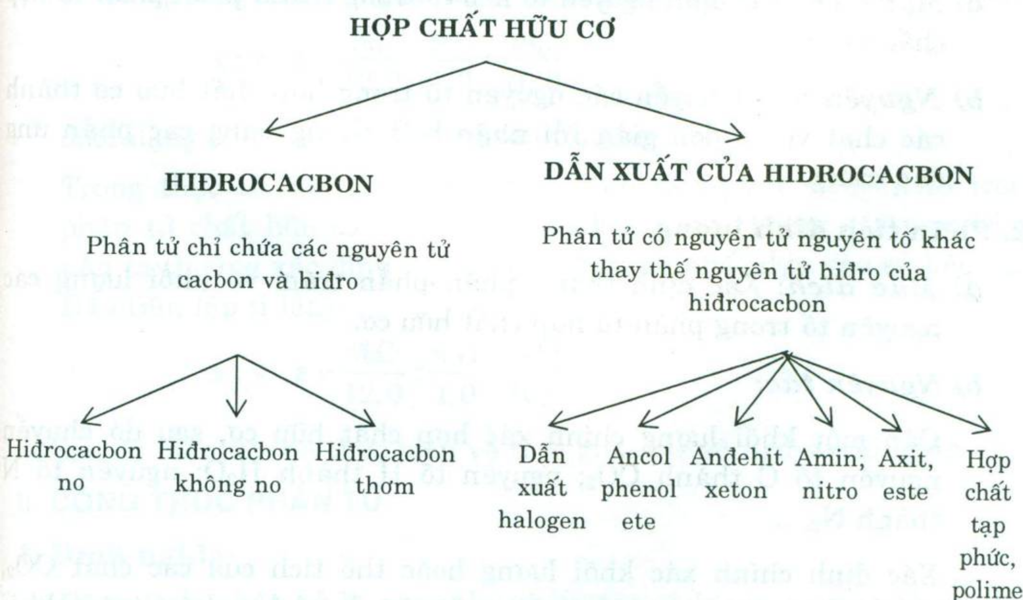
I. KHÁI NIỆM VỀ HỢP CHẤT HỮU CƠ VÀ HOÁ HỌC HỮU CƠ

Hợp chất hữu cơ là hợp chất của cacbon (trừ CO, CO_2, muối cacbonat, xianua, cacbua...).

Khác với hợp chất vô cơ, trong thành phần hợp chất hữu cơ nhất thiết phải có cacbon, hay gặp hiđro, oxi, nitơ, sau đó đến halogen, lưu huỳnh, ...

Hoá học hữu cơ là ngành hoá học nghiên cứu các hợp chất hữu cơ.

II. PHÂN LOẠI HỢP CHẤT HỮU CƠ



III. ĐẶC ĐIỂM CHUNG CỦA HỢP CHẤT HỮU CƠ

1. Đặc điểm cấu tạo

Được cấu tạo chủ yếu từ các nguyên tố phi kim có độ âm điện khác nhau không nhiều, nên liên kết hoá học trong phân tử các hợp chất hữu cơ *chủ yếu là liên kết cộng hoá trị*.

2. Tính chất vật lí

Các hợp chất hữu cơ thường có nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi thấp (dễ bay hơi).

Phần lớn các hợp chất hữu cơ không tan trong nước, nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ.

3. Tính chất hoá học.

Các hợp chất hữu cơ thường kém bền với nhiệt độ dễ cháy.

Phản ứng hoá học của các hợp chất hữu cơ thường xảy ra chậm và theo nhiều hướng khác nhau trong cùng một điều kiện, nên tạo ra hỗn hợp sản phẩm.

IV. SƠ LƯỢC VỀ PHÂN TÍCH NGUYÊN TỐ

1. Phân tích định tính

a) Mục đích: Xác định nguyên tố nào có trong thành phần phân tử hợp chất hữu cơ.

b) Nguyên tắc: Chuyển các nguyên tố trong hợp chất hữu cơ thành các chất vô cơ đơn giản rồi nhận biết chúng bằng các phản ứng đặc trưng.

2. Phân tích định lượng

a) Mục đích: Xác định thành phần phần trăm về khối lượng các nguyên tố trong phân tử hợp chất hữu cơ.

b) Nguyên tắc:

Cân một khối lượng chính xác hợp chất hữu cơ, sau đó chuyển nguyên tố C thành CO_2; nguyên tố H thành H_2O; nguyên tố N thành N_2, ...

Xác định chính xác khối lượng hoặc thể tích của các chất CO_2, H_2O, N_2,... tạo thành, từ đó tính thành phần phần trăm khối lượng của các nguyên tố.

c) Biểu thức tính:

$$m_C = \frac{m_{CO_2}.12,0}{44,0}\ (g);\ m_H = \frac{m_{H_2O}.2,0}{18,0}(g); m_N = \frac{V_{N_2}.28,0}{22,4}(g)$$

Tính được: $\%C = \frac{m_C.100\%}{a}; \%H = \frac{m_H.100\%}{a}; \%N = \frac{m_N.100\%}{a}$

$$\%O = 100\% - \%C - \%H - \%N$$

Hiện nay có các thiết bị hiện đại tự động phân tích phần trăm khối lượng của hầu hết các nguyên tố.

Bài 2. CÔNG THỨC PHÂN TỬ HỢP CHẤT HỮU CƠ

I. CÔNG THỨC ĐƠN GIẢN NHẤT

1. Định nghĩa

Công thức đơn giản nhất là công thức biểu thị tỉ lệ tối giản về số nguyên tử của các nguyên tố trong phân tử.

2. Cách thiết lập công thức đơn giản nhất

Thiết lập công thức đơn giản nhất của hợp chất hữu cơ $C_xH_yO_z$ là tìm tỉ lệ:

$$x : y : z = \frac{m_C}{12,0} : \frac{m_H}{1,0} : \frac{m_O}{16,0}$$

dưới dạng tỉ lệ giữa các số nguyên tối giản.

Trong thực tế, kết quả phân tích định lượng các nguyên tố trong phân tử chất hữu cơ cho biết phần trăm khối lượng các nguyên tố nên ta thường xác định công thức đơn giản nhất dựa vào số liệu này. Đầu tiên lập tỉ lệ:

$$x : y : z = \frac{\%C}{12,0} : \frac{\%H}{1,0} : \frac{\%O}{16,0}$$

Sau đó biến đổi hệ thức trên về tỉ lệ giữa các số nguyên tối giản.

II. CÔNG THỨC PHÂN TỬ

1. Định nghĩa

Công thức phân tử là công thức biểu thị số lượng nguyên tử của mỗi nguyên tố trong phân tử.

2. Quan hệ giữa công thức phân tử và công thức đơn giản nhất

- Số nguyên tử của mỗi nguyên tố trong công thức phân tử là số nguyên lần số nguyên tử của nó trong công thức đơn giản nhất.
- Trong nhiều trường hợp, công thức phân tử cũng chính là công thức đơn giản nhất.
- Một số chất có công thức phân tử khác nhau nhưng có cùng một công thức đơn giản nhất.

2. Cách thiết lập công thức phân tử hợp chất hữu cơ

a) Dựa vào thành phần phần trăm khối lượng các nguyên tố

Xét sơ đồ: $C_xH_yO_z \rightarrow xC + yH + zO$

Khối lượng: M(g) 12,0x 1,0y 16,0z

Thành phần phần trăm khối lượng:

100% %C %H %O

Từ tỉ lệ: $\frac{M}{100\%} = \frac{12,0.x}{\%C} = \frac{1,0.y}{\%H} = \frac{16,0.z}{\%O}$

Ta có: $x = \frac{M.\%C}{12,0.100\%}$; $y = \frac{M.\%H}{1,0.100\%}$; $z = \frac{M.\%O}{16,0.100\%}$

b) Thông qua công thức đơn giản nhất

c) Tính trực tiếp theo khối lượng sản phẩm đốt cháy.

Bài 3. CẤU TRÚC PHÂN TỬ HỢP CHẤT HỮU CƠ

I. CÔNG THỨC CẤU TRÚC

1. Khái niệm

Công thức cấu tạo biểu diễn thứ tự và cách thức liên kết (liên kết đơn, liên kết bội) của các nguyên tử trong phân tử.

II. THUYẾT CẤU TẠO HOÁ HỌC

1. Nội dung

a) Trong phân tử hợp chất hữu cơ, các nguyên tử liên kết với nhau theo đúng hoá trị và theo một thứ tự nhất định. Thứ tự liên kết đó gọi là cấu tạo hoá học. Sự thay đổi thứ tự liên kết đó, tức là thay đổi cấu tạo hoá học, sẽ tạo ra hợp chất khác.

b) Trong phân tử hợp chất hữu cơ, cacbon có hoá trị bốn. Nguyên tử cacbon không những có thể liên kết với nguyên tử của các nguyên tố khác mà còn liên kết với nhau tạo thành mạch cacbon (mạch vòng, mạch không vòng, mạch nhánh, mạch không nhánh).

c) Tính chất của các chất phụ thuộc vào thành phần phân tử (bản chất, số lượng các nguyên tử) và cấu tạo hoá học (thứ tự liên kết các nguyên tử).

2. Ý nghĩa

Thuyết cấu tạo hoá học giúp giải thích được hiện tượng đồng đẳng, hiện tượng đồng phân.

III. ĐỒNG ĐẲNG, ĐỒNG PHÂN

1. Đồng đẳng

Những hợp chất có thành phần phân tử hơn kém nhau một hay nhiều nhóm CH_2 nhưng có tính chất hoá học tương tự nhau là những chất đồng đẳng, chúng hợp thành dãy đồng đẳng.

2. Đồng phân

Những hợp chất khác nhau nhưng có cùng công thức phân tử được gọi là các chất đồng phân của nhau.

Có nhiều loại đồng phân: Đồng phân cấu tạo (gồm đồng phân mạch cacbon, đồng phân loại nhóm chức, đồng phân vị trí liên kết bội hoặc nhóm chức,...) và đồng phân lập thể (đồng phân khác nhau về vị trí không gian của các nhóm nguyên tử).

IV. LIÊN KẾT HOÁ HỌC VÀ CẤU TRÚC PHÂN TỬ HỢP CHẤT HỮU CƠ

Liên kết hoá học thường gặp nhất trong phân tử các hợp chất hữu cơ là liên kết cộng hoá trị. Liên kết cộng hoá trị được chia thành hai loại: Liên kết xích ma (σ) và liên kết (π).

Sự tổ hợp liên kết σ với liên kết π tạo thành liên kết đôi hoặc liên kết ba.

Bài 4. PHẢN ỨNG HỮU CƠ

I. PHÂN LOẠI PHẢN ỨNG HỮU CƠ

Dựa vào sự biến đổi thành phần và cấu tạo phân tử hợp chất hữu cơ, có thể phân chia các phản ứng hoá học hữu cơ thành các loại chính sau:

1. Phản ứng thế

Phản ứng thế là phản ứng trong đó có một nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử trong phân tử hợp chất hữu cơ bị thay thế bởi một nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử khác.

2. Phản ứng cộng

Phản ứng cộng là phản ứng trong đó phân tử hợp chất hữu cơ kết hợp với phân tử khác tạo thành phân tử hợp chất mới.

3. Phản ứng tách

Phản ứng tách là phản ứng trong đó hai hay nhiều nguyên tử bị tách ra khỏi phân tử hợp chất hữu cơ.

Ngoài ba loại phản ứng trên, có các loại phản ứng khác như phản ứng phân huỷ, phản ứng đồng phân hoá, phản ứng oxi hoá, ...

II. ĐẶC ĐIỂM CỦA PHẢN ỨNG HOÁ HỌC TRONG HOÁ HỌC HỮU CƠ

1. Khác với đa số các phản ứng hoá học trong hoá học vô cơ, phản ứng của các chất hữu cơ thường xảy ra chậm, do các liên kết trong phân tử của các chất hữu cơ ít phân cực nên khó bị phân cắt.
2. Phản ứng hữu cơ thường sinh ra hỗn hợp sản phẩm.

   Do các liên kết trong phân tử chất hữu cơ có độ bền khác nhau không nhiều, nên trong cùng một điều kiện, nhiều liên kết khác nhau có thể cùng bị phân cắt dẫn tới việc tạo thành nhiều sản phẩm khác nhau.

Chương 2
HIĐROCACBON NO

Bài 5. ANKAN

I. ĐỒNG ĐẲNG, ĐỒNG PHÂN, DANH PHÁP

1. Dãy đồng đẳng ankan

Metan (CH_4) và các chất tiếp theo có công thức phân tử C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}, C_5H_{12}, ... lập thành dãy đồng đẳng ankan (hay parafin) có công thức chung C_nH_{2n+2} ($n \geq 1$).

2. Đồng phân

Từ C_4H_{10} trở đi, ứng với mỗi công thức phân tử có các công thức cấu tạo mạch cacbon không phân nhánh và mạch cacbon phân nhánh của các *đồng phân mạch cacbon*.

3. Danh pháp

Các ankan có mạch nhánh được gọi tên theo danh pháp thay thế như sau:

– Chọn mạch cacbon dài nhất và có nhiều nhánh nhất làm mạch chính.

– Đánh số thứ tự các nguyên tử cacbon mạch chính từ phía gần nhánh hơn.

– Gọi tên mạch nhánh (nhóm ankyl) theo thứ tự vần chữ cái cùng với số chỉ vị trí của nó, tiếp theo là tên ankan tương ứng với mạch chính.

Bậc của nguyên tử C trong phân tử hiđrocacbon no được tính bằng số liên kết của nó với các nguyên tử cacbon khác.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Ở điều kiện thường, bốn ankan đầu dãy đồng đẳng (từ CH_4 đến C_4H_{10}) là những chất khí, các ankan tiếp theo là chất lỏng, từ khoảng $C_{18}H_{38}$ trở đi là những chất rắn. Nói chung, nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và khối lượng riêng của ankan tăng theo chiều tăng của phân tử khối.

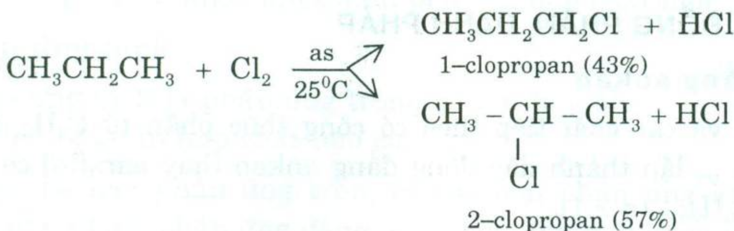
Tất cả các ankan đều nhẹ hơn nước và hầu như không tan trong nước, nhưng tan nhiều trong dung môi hữu cơ.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Ở nhiệt độ thường, các ankan không tác dụng với dung dịch axit, dung dịch kiềm và các chất oxi hoá như dung dịch $KMnO_4$ (thuốc tím) ...

1. Phản ứng thế bởi halogen

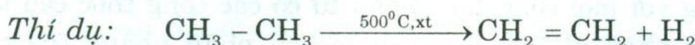
$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{as} CH_3Cl + HCl$$



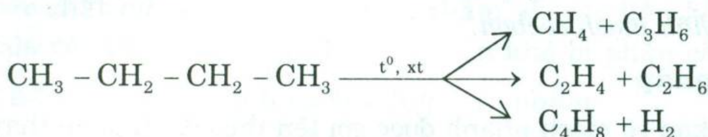
$$CH_3CH_2CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[25^0C]{as} CH_3CH_2CH_2Cl + HCl \text{ (1–clopropan (43%))}$$

$$CH_3CH_2CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[25^0C]{as} CH_3-CH(Cl)-CH_3 + HCl \text{ (2–clopropan (57%))}$$

2. Phản ứng tách



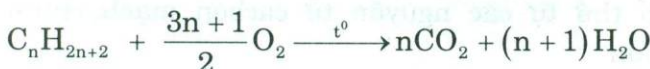
Thí dụ: $CH_3-CH_3 \xrightarrow{500^0C,xt} CH_2=CH_2 + H_2$



$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightarrow{t^0,\ xt} \begin{cases} CH_4 + C_3H_6 \\ C_2H_4 + C_2H_6 \\ C_4H_8 + H_2 \end{cases}$$

3. Phản ứng oxi hoá

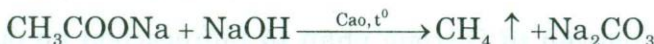
Khi bị đốt, các ankan đều cháy, toả nhiều nhiệt:



$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \xrightarrow{t^0} nCO_2 + (n+1)H_2O$$

IV. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm



$$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{Cao,t^0} CH_4\uparrow + Na_2CO_3$$

2. Trong công nghiệp

Các ankan là thành phần chính của dầu mỏ, khí thiên nhiên và khí mỏ dầu.

Bài 6. XICLOANKAN

I. CẤU TẠO

Xicloankan là những hiđrocacbon no có mạch vòng (một hoặc nhiều vòng).

Chúng ta chỉ xét các xicloankan có một vòng (xicloankan đơn vòng hay còn gọi là monoxicloankan).

Công thức phân tử chung của các xicloankan đơn vòng là C_nH_{2n} với $n \geq 3$.

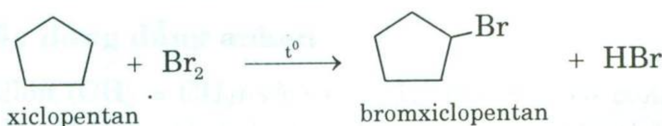
Tên của các xicloankan đơn vòng không nhánh được gọi bằng cách ghép từ xiclo vào tên của ankan mạch không nhánh có cùng số nguyên tử cacbon.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

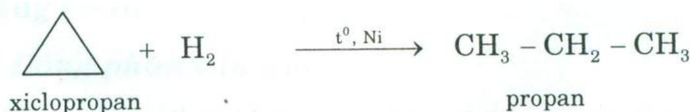
Xiclopropan và xiclobutan, ngoài khả năng tham gia phản ứng thế tương tự ankan, còn dễ tham gia *phản ứng cộng mở vòng.*

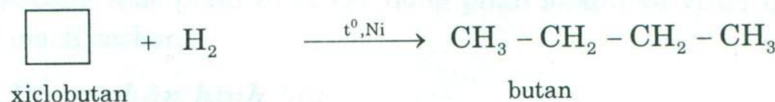
Xicloankan có vòng lớn hơn (năm hoặc sáu cạnh, ...) có tính chất tương tự ankan; tham gia phản ứng thế, phản ứng tách.

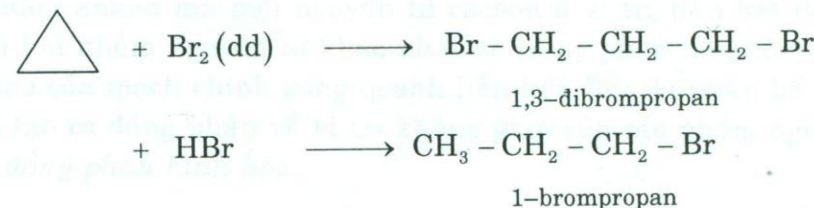
1. Phản ứng thế



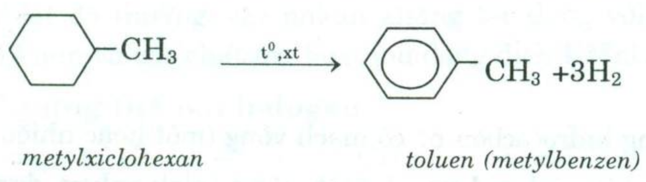
2. Phản ứng cộng mở vòng







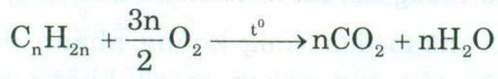
3. Phản ứng tách



metylxiclohexan *toluen (metylbenzen)*

4. Phản ứng oxi hoá

Giống như ankan, các xicloankan khi cháy đều toả nhiệt:



$$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2}O_2 \xrightarrow{t^0} nCO_2 + nH_2O$$

III. ĐIỀU CHẾ

Xicloankan được lấy chủ yếu từ việc chưng cất dầu mỏ. Ngoài ra, một số xicloankan còn được điều chế từ ankan.

Chương 3

HIĐROCACBON KHÔNG NO

Hiđrocacbon không no là những hiđrocacbon trog phân tử có liên kết đôi C=C hoặc liên kết ba C ≡ C hoặc cả hai liên kết đó.

Anken là những hiđrocacbon mạch hở trong phân tử có một liên kết đôi C=C.

Ankin là những hiđrocacbon mạch hở trong phân tử có một liên kết ba C≡C.

Ankeđien là những hiđrocacbon mạch hở trong phân tử có hai liên kết đôi C=C.

Bài 7. ANKEN

I. ĐỒNG ĐẲNG, ĐỒNG PHÂN, DANH PHÁP

1. Dãy đồng đẳng anken

Etilen ($CH_2 = CH_2$) và các chất tiếp theo có công thức phân tử C_3H_6, C_4H_8, C_5H_{10}... có tính chất tương tự etilen lập thành dãy đồng đẳng có công thức phân tử chung C_nH_{2n} ($n \geq 2$) được gọi là anken hay olefin.

2. Đồng phân

a) Đồng phân cấu tạo

Etilen và propilen không có đồng phân anken. Từ C_4H_8 trở đi, ứng với một công thức phân tử có các đồng phân anken về vị trí liên kết đôi và về mạch cacbon.

b) Đồng phân hình học

Những anken mà mỗi nguyên tử cacbon ở vị trí liên kết đôi liên kết với hai nhóm nguyên tử khác nhau sẽ có sự phân bố không gian khác nhau của mạch chính xung quanh liên kết đôi. Sự phân bố khác nhau đó tạo ra đồng phân về vị trí không gian của các nhóm nguyên tử gọi là *đồng phân hình học.*

3. Danh pháp

a) Tên thông thường

Một số ít anken có tên thông thường, thí dụ: etilen C_2H_4; propilen C_3H_6; butilen C_4H_8.

Tên thông thường của các anken này được xuất phát từ tên ankan có cùng số nguyên tử cacbon bằng cách đổi đuôi –an thành –ilen.

b) Tên thay thế

Tên thay thế của anken được xuất phát từ tên ankan tương ứng bằng cách đổi đuôi –an thành –en. Từ C_4H_8 trở đi, trong tên anken cần thêm số chỉ vị trí nguyên tử cacbon đầu tiên chứa liên kết đôi. Mạch cacbon được đánh số từ phía gần liên kết đôi hơn.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Ở điều kiện thường, các anken từ C_2H_4 đến C_4H_8 là chất khí; từ C_5H_{10} trở đi là chất lỏng hoặc chất rắn.

Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và khối lượng riêng của các anken tăng dần theo chiều tăng của phân tử khối.

Các anken đều nhẹ hơn nước ($D < 1\ g/cm^3$) và không tan trong nước.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

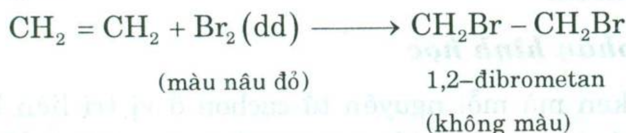
Liên kết đôi C = C gồm một liên kết σ và một liên kết π. Liên kết π kém bền hơn liên kết σ nên dễ bị phân cắt hơn, gây nên tính chất hoá học đặc trưng của anken: *dễ dàng tham gia phản ứng cộng* tạo thành hợp chất no tương ứng.

1. Phản ứng cộng

a) Cộng hiđro

Thí dụ: $CH_2 = CH - CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni, t^0} CH_3 - CH_2 - CH_3$

b) Cộng halogen



$$CH_2 = CH_2 + Br_2\,(dd) \longrightarrow CH_2Br - CH_2Br$$

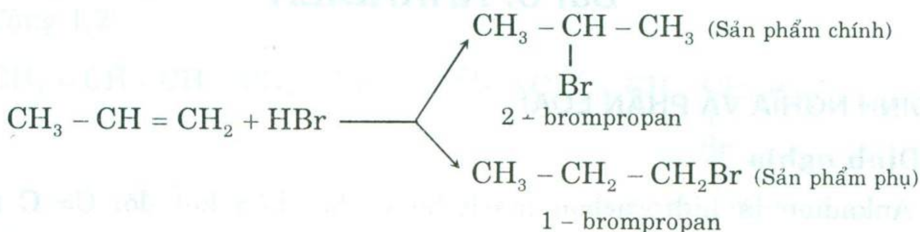
(màu nâu đỏ) 1,2–đibrometan (không màu)

$$C_nH_{2n} + Br_2 \longrightarrow C_nH_{2n}Br_2$$

c) Cộng HX (X là OH, Cl, Br, ...)

Thí dụ: $CH_2 = CH_2 + H - OH \xrightarrow{H^+, t^0} CH_3 - CH_2 - OH$

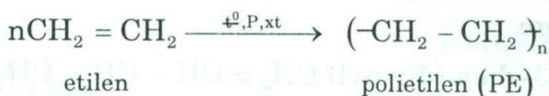
$$CH_2 = CH_2 + H - Br \longrightarrow CH_3 - CH_2 - Br$$



$$CH_3 - CH = CH_2 + HBr \longrightarrow \begin{cases} CH_3 - CH(Br) - CH_3 \text{ (Sản phẩm chính) — 2 - brompropan} \\ CH_3 - CH_2 - CH_2Br \text{ (Sản phẩm phụ) — 1 - brompropan} \end{cases}$$

Quy tắc cộng Mac–cop–nhi–côp (1838 – 1904): Trong phản ứng cộng HX vào liên kết đôi, nguyên tử H (hay phần mang điện dương) chủ yếu cộng vào nguyên tử cacbon bậc thấp hơn (có nhiều H hơn), còn nguyên tử hay nhóm nguyên tử X (phần mang điện âm) cộng vào nguyên tử cacbon bậc cao hơn (có ít H hơn).

2. Phản ứng trùng hợp

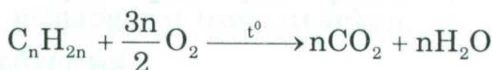


$$\underset{\text{etilen}}{nCH_2 = CH_2} \xrightarrow{t^0, P, xt} \underset{\text{polietilen (PE)}}{(-CH_2 - CH_2-)_n}$$

Phản ứng trùng hợp (thuộc loại phản ứng polime hoá) là quá trình kết hợp liên tiếp nhiều phân tử nhỏ giống nhau hoặc tương tự nhau tạo thành những phân tử rất lớn (gọi là polime).

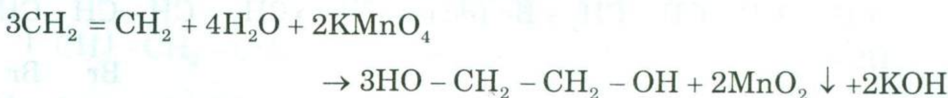
3. Phản ứng oxi hoá

a) Phản ứng oxi hoá hoàn toàn



$$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2}O_2 \xrightarrow{t^0} nCO_2 + nH_2O$$

b) Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn



$$3CH_2 = CH_2 + 4H_2O + 2KMnO_4 \rightarrow 3HO - CH_2 - CH_2 - OH + 2MnO_2 \downarrow + 2KOH$$

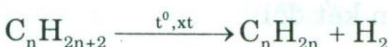
IV. ĐIỀU CHẾ

1. Trong phòng thí nghiệm

$$C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_4\text{, đặc, }170^0C} CH_2 = CH_2 + H_2O$$

2. Trong công nghiệp

Các anken được điều chế từ ankan bằng phản ứng tách hiđro:



$$C_nH_{2n+2} \xrightarrow{t^0, xt} C_nH_{2n} + H_2$$

Bài 8. ANKAĐIEN

I. ĐỊNH NGHĨA VÀ PHÂN LOẠI

1. Định nghĩa

Ankađien là hiđrocacbon mạch hở có hai liên kết đôi C= C trong phân tử.

2. Phân loại

Dựa vào vị trí tương đối giữa hai liên kết đôi, có thể chia các ankađien thành ba loại:

- Ankađien có hai liên kết đôi cạnh nhau.
- Ankađien có hai liên kết đôi cách nhau 1 liên kết đơn được gọi là *ankađien liên hợp.*

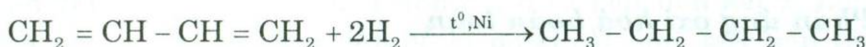
Thí dụ: buta–1,3–đien (đivinyl) $CH_2 = CH - CH = CH_2$

- Ankađien có hai liên kết đôi cách nhau từ hai liên kết đơn trở lên

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng cộng

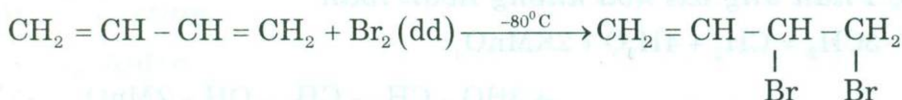
a) Cộng hiđro



$$CH_2 = CH - CH = CH_2 + 2H_2 \xrightarrow{t^0, Ni} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

b) Cộng brom

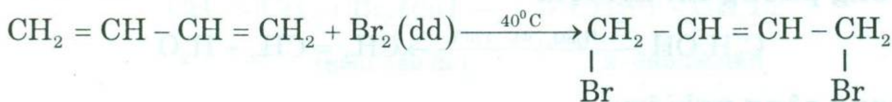
Cộng 1,2:



$$CH_2 = CH - CH = CH_2 + Br_2\,(dd) \xrightarrow{-80^0 C} CH_2 = CH - \underset{|\atop Br}{CH} - \underset{|\atop Br}{CH_2}$$

(sản phẩm chính)

Cộng 1,4:



$$CH_2 = CH - CH = CH_2 + Br_2\,(dd) \xrightarrow{40^0 C} \underset{|\atop Br}{CH_2} - CH = CH - \underset{|\atop Br}{CH_2}$$

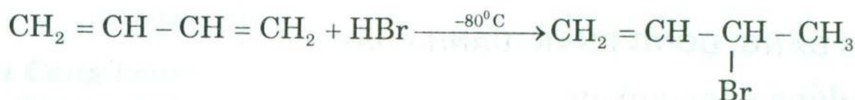
(sản phẩm chính)

Cộng đồng thời vào hai liên kết đôi:

$$CH_2 = CH - CH = CH_2 + 2Br_2 \longrightarrow CH_2Br - CHBr - CHBr - CH_2Br$$

c) Cộng hiđro halogenua

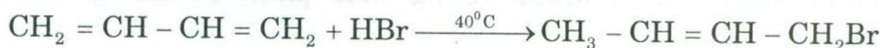
Cộng 1,2:



$$CH_2=CH-CH=CH_2+HBr\xrightarrow{-80^0C}CH_2=CH-\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

(sản phẩm chính)

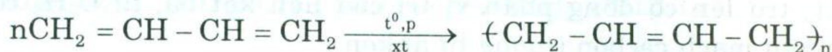
Cộng 1,4:



$$CH_2=CH-CH=CH_2+HBr\xrightarrow{40^0C}CH_3-CH=CH-CH_2Br$$

(sản phẩm chính)

2. Phản ứng trùng hợp



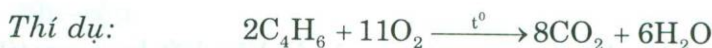
$$nCH_2=CH-CH=CH_2\xrightarrow[xt]{t^0,p}(\!-CH_2-CH=CH-CH_2-\!)_n$$

polibutađien

3. Phản ứng oxi hoá

a) Phản ứng oxi hoá hoàn toàn.

Thí dụ:



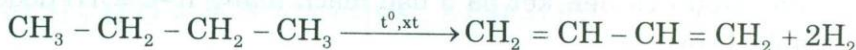
$$2C_4H_6+11O_2\xrightarrow{t^0}8CO_2+6H_2O$$

b) Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn.

Buta–1,3–đien và isopren cũng làm mất màu dung dịch kali pemanganat trong tự anken.

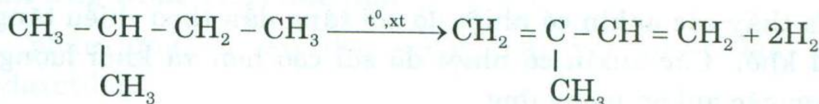
III. ĐIỀU CHẾ

1. Điều chế buta–1,3–đien từ butan hoặc butilen bằng cách để hiđro hoá:



$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3\xrightarrow{t^0,xt}CH_2=CH-CH=CH_2+2H_2$$

2. Điều chế isopren bằng cách tách hiđro của isopentan



$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3\xrightarrow{t^0,xt}CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH=CH_2+2H_2$$

Bài 9. ANKIN

I. ĐỒNG ĐẲNG, ĐỒNG PHÂN, DANH PHÁP

1. Dãy đồng đẳng ankan

Axetilen (CH≡CH) và các chất tiếp theo có công thức phân tử C_3H_4, C_4H_6, ... có tính chất tương tự axetilen lập thành dãy đồng đẳng của axetilen được gọi là ankin. Công thức phân tử chung của ankin C_nH_{2n-2} ($n \geq 2$).

2. Đồng phân

Hai chất đầu dãy (C_2H_2, C_3H_4) không có đồng phân ankin. Các ankin từ C_4H_6 trở lên có đồng phân vị trí của liên kết ba, từ C_5H_8 còn có đồng phân mạch cacbon (tương tự anken).

3. Danh pháp

a) Tên thông thường.

Như vậy, tên thông thường của dãy đồng đẳng ankin được gọi như sau:

Tên gốc ankyl liên kết với nguyên tử C của liên kết ba + axetilen

b) Tên thay thế

Tên thay thế của ankin được xuất phát từ tên của ankan có cùng mạch cacbon bằng cách đổi đuôi –an thành –in. Từ C_4H_6 trở đi cần thêm số chỉ vị trí nguyên tử cacbon bắt đầu liên kết ba. Mạch cacbon được đánh số từ phía gần liên kết ba hơn.

Các ankin có liên kết ba ở đầu mạch (dạng R–C≡CH) được gọi là các ank–1–in).

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

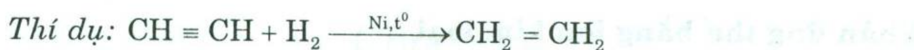
Ta thấy các ankin có nhiệt độ sôi tăng dần theo chiều tăng của phân tử khối. Các ankin có nhiệt độ sôi cao hơn và khối lượng riêng lớn hơn các anken tương ứng.

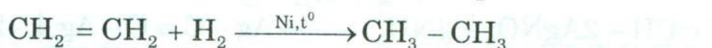
Giống ankan và anken, các ankin cũng không tan trong nước và nhẹ hơn nước.

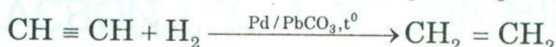
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng cộng

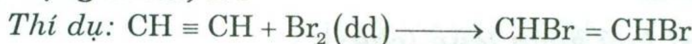
a) Cộng hiđro

Thí dụ: 
$CH \equiv CH + H_2 \xrightarrow{Ni,t^0} CH_2 = CH_2$

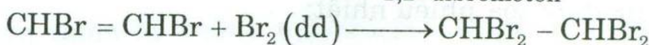

$CH_2 = CH_2 + H_2 \xrightarrow{Ni,t^0} CH_3 - CH_3$


$CH \equiv CH + H_2 \xrightarrow{Pd/PbCO_3,t^0} CH_2 = CH_2$

b) Cộng brom, clo

Thí dụ: 
$CH \equiv CH + Br_2(dd) \longrightarrow CHBr = CHBr$

1,2–đibrometen


$CHBr = CHBr + Br_2(dd) \longrightarrow CHBr_2 - CHBr_2$

1,1,2,2–tetrabrometan

c) Cộng HX (X là OH, Cl, Br, CH₃COO...)

Ankin tác dụng với HX theo hai giai đoạn liên tiếp.

Thí dụ:
$CH \equiv CH + HCl \xrightarrow{t^0,xt} CH_2 = CHCl$

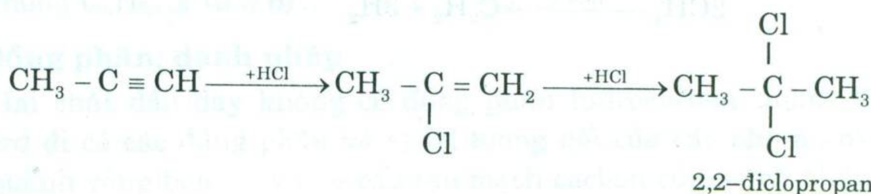
vinyl clorua

$CH_2 = CHCl + HCl \xrightarrow{t^0,xt} CH_3 - CHCl_2$

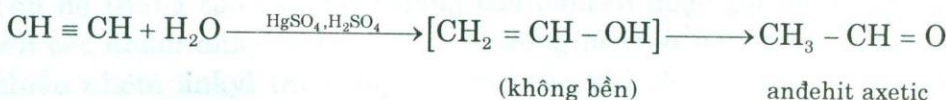
1,1–đicloetan

Phản ứng cộng HX của các ankin cũng tuân theo quy tắc Mac–côp–nhi–côp

Thí dụ:


$CH_3 - C \equiv CH \xrightarrow{+HCl} CH_3 - C(Cl) = CH_2 \xrightarrow{+HCl} CH_3 - CCl_2 - CH_3$

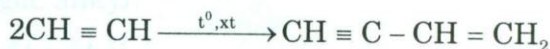
2,2–điclopropan


$CH \equiv CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4,H_2SO_4} [CH_2 = CH - OH] \longrightarrow CH_3 - CH = O$

(không bền) anđehit axetic

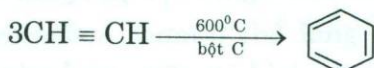
d) Phản ứng đime và trime hoá

Hai phản ứng từ axetilen cộng hợp với nhau tạo thành vinylaxetilen:

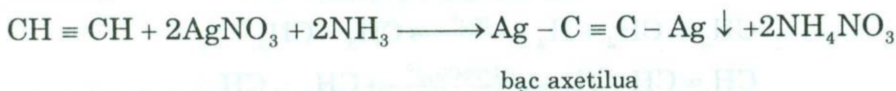

$2CH \equiv CH \xrightarrow{t^0,xt} CH \equiv C - CH = CH_2$

vinylaxetilen

Ba phân tử axetilen cộng hợp với nhau tạo thành benzen.


$3CH \equiv CH \xrightarrow[\text{bột C}]{600^0C} C_6H_6$

2. Phản ứng thế bằng ion kim loại



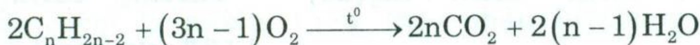
$$CH \equiv CH + 2AgNO_3 + 2NH_3 \longrightarrow Ag - C \equiv C - Ag \downarrow + 2NH_4NO_3$$

bạc axetilua

3. Phản ứng oxi hoá

a) Phản ứng oxi hoá hoàn toàn (cháy)

Các ankin cháy toả nhiều nhiệt:



$$2C_nH_{2n-2} + (3n-1)O_2 \xrightarrow{t^0} 2nCO_2 + 2(n-1)H_2O$$

b) Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn.

Tương tự anken và ankađien, ankin cũng có khả năng làm mất màu dung dịch thuốc tím.

IV. ĐIỀU CHẾ

Trong phòng thí nghiệm và trước đây cả trong công nghiệp, axetilen được điều chế bằng cách cho canxi cacbua CaC_2 tác dụng với nước:

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 \uparrow + Ca(OH)_2$$

Ngày nay trong công nghiệp, axetilen được sản xuất chủ yếu từ metan:

$$2CH_4 \xrightarrow{1500^0C} C_2H_2 + 3H_2$$

Chương 4

HIĐROCACBON THƠM. NGUỒN HIĐROCACBON THIÊN NHIÊN. HỆ THỐNG HOÁ VỀ HIĐROCACBON

Hiđrocacbon thơm là những hiđrocacbon trong phân tử có chứa một hay nhiều vòng benzen.

Bài 10. BENZEN VÀ ĐỒNG ĐẲNG MỘT SỐ HIĐROCACBON THƠM KHÁC

A. BENZEN VÀ ĐỒNG ĐẲNG

I. ĐỒNG ĐẲNG, ĐỒNG PHÂN, DANH PHÁP, CẤU TẠO

1. Dãy đồng đẳng của benzen

Benzen C_6H_6 và các hiđrocacbon thơm khác có công thức phân tử là C_7H_8 (toluen), C_8H_{10}..., lập thành dãy đồng đẳng có công thức phân tử chung C_nH_{2n-6} $(n \geq 6)$.

2. Đồng phân, danh pháp

Hai chất đầu dãy không có đồng phân hiđrocacbon thơm. Từ C_8H_{10} trở đi có các đồng phân về vị trí tương đối của các nhóm ankyl xung quanh vòng benzen và về cấu tạo mạch cacbon của mạch nhánh.

Tên hệ thống của các đồng đẳng của benzen được gọi bằng cách gọi tên các nhóm ankyl + benzen. Nếu vòng benzen liên kết với hai hay nhiều nhóm ankyl thì trong tên gọi cần chỉ rõ vị trí của các nhóm ankyl trong vòng benzen.

Đánh số các nguyên tử cacbon của vòng benzen sao cho tổng chỉ số trong tên gọi là nhỏ nhất. Các nhóm thế được gọi theo thứ tự chữ cái đầu tên gốc ankyl.

II. Tính chất vật lí

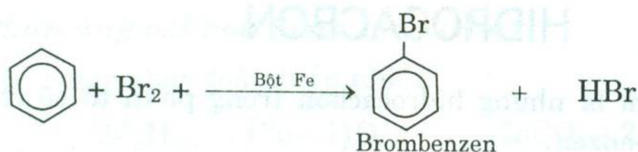
Các hiđrocacbon thơm đều là chất lỏng hoặc rắn ở điều kiện thường, chúng có nhiệt độ sôi tăng theo chiều tăng của phân tử khối.

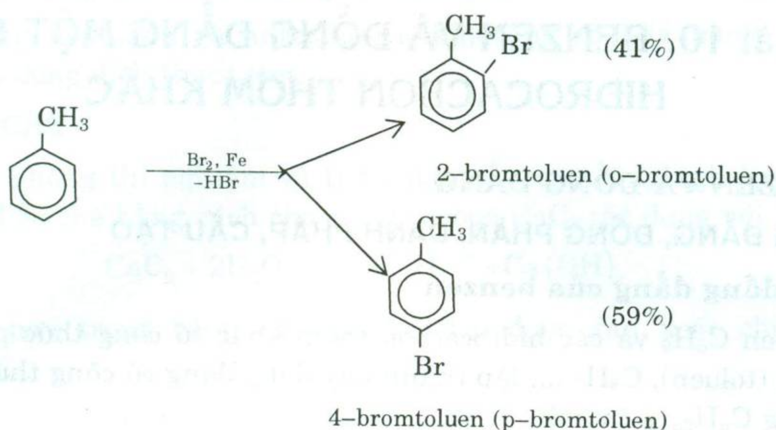
Các hiđrocacbon thơm ở thể lỏng có mùi đặc trưng, không tan trong nước và nhẹ hơn nước, có khả năng hoà tan nhiều chất hữu cơ.

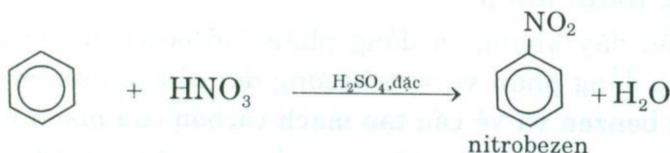
III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng thế

a) Thế nguyên tử H của vòng benzen.

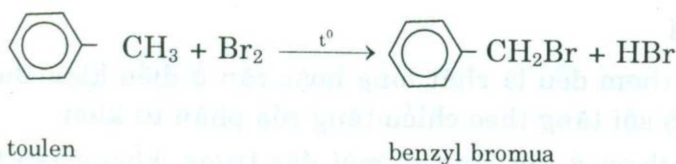






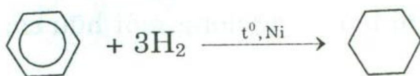
Quy tắc thế: Các ankylbenzen dễ tham gia phản ứng thế nguyên tử H của vòng benzen hơn benzen và sự thế ưu tiên ở vị trí ortho và para so với nhóm ankyl.

b. Thế nguyên tử H của mạch nhánh



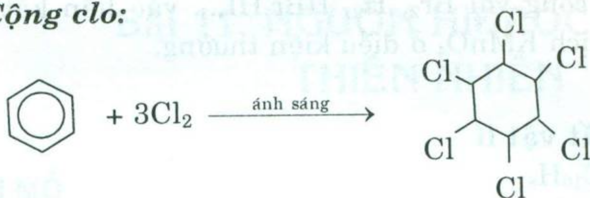
2. Phản ứng cộng

a) Cộng hiđro:



Xiclohexan

b) Cộng clo:



hexacloran

3. Phản ứng oxi hoá

a) Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn

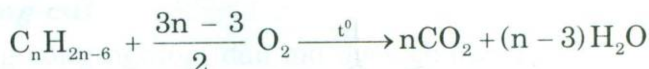
– Benzen vẫn không làm mất màu dung dịch kali pemanganat.

– Toluen làm mất màu dung dịch kali pemanganat, tạo kết tủa mangan đioxit:

toluen kali benzoat

b) Phản ứng oxi hoá hoàn toàn.

Các hiđrocacbon thơm khi cháy toả nhiều nhiệt.



$$C_nH_{2n-6} + \frac{3n-3}{2}O_2 \xrightarrow{t^0} nCO_2 + (n-3)H_2O$$

B. MỘT VÀI HIĐROCACBON THƠM KHÁC

I. STIREN

1. Cấu tạo và tính chất vật lí

Công thức phân tử: C_8H_8.

Phân tử stiren có cấu tạo phẳng.

Công thức cấu tạo: $-CH = CH_2$

Stiren (còn gọi là vinylbenzen) là chất lỏng không màu, sôi ở 146^0C, không tan trong nước nhưng tan nhiều trong dung môi hữu cơ.

2. Tính chất hoá học

Cấu tạo phân tử của stiren có đặc điểm giống etilen và có đặc điểm giống benzen, do đó có thể thấy rằng stiren vừa có tính chất giống anken vừa có tính chất giống benzen.

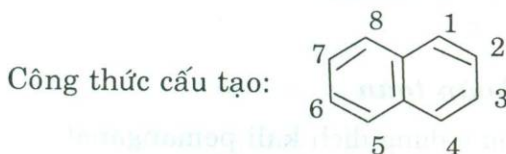
Stiren có phản ứng cộng với Br_2, H_2, HBr,HI,... vào liên kết đôi và làm mất màu dung dịch $KMnO_4$ ở điều kiện thường.

II. NAPHTALEN

1. Cấu tạo và tính chất vật lí

Công thức phân tử: $C_{10}H_8$.

Phân tử naphtalen có cấu tạo phẳng.



Naphtalen (băng phiến) là chất rắn, nóng chảy ở 80^0C, tan trong benzen, ete,... và có tính thăng hoa.

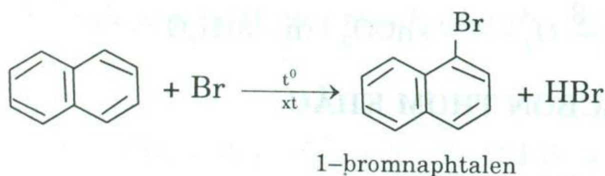
2. Tính chất hoá học

Naphtalen có tính chất hoá học tương tự benzen.

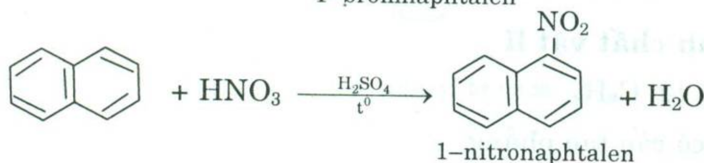
a) Phản ứng thế

Naphtalen tham gia phản ứng thế tương tự benzen, nhưng phản ứng xảy ra dễ dàng hơn và thường ưu tiên thế vào vị trí số 1.

Thí dụ:



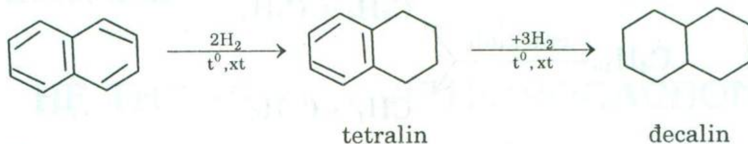
1–bromnaphtalen



1–nitronaphtalen

b) Phản ứng cộng.

Khi có xúc tác, naphtalen cộng hiđro tạo ra đecalin.



Naphtalen không làm mất màu dung dịch $KMnO_4$ ở điều kiện thường.

Bài 11. NGUỒN HIĐROCACBON THIÊN NHIÊN

I. DẦU MỎ

1. Thành phần

Dầu mỏ là chất lỏng sánh, màu nâu đen, có mùi đặc trưng, nhẹ hơn nước, không tan trong nước. Nó là hỗn hợp của rất nhiều hiđrocacbon khác nhau.

– Nhóm ankan từ C_1 đến C_{50}

– Nhóm xicloankan gồm chủ yếu xiclopentan, xiclohexan và các đồng đẳng của chúng.

– Nhóm hiđrocacbon thơm gồm benzen, toluen, xilen, naphtalen và các đồng đẳng của chúng.

Ngoài thành phần chính là hiđrocacbon, trong dầu mỏ còn có một lượng nhỏ các hợp chất hữu cơ chứa nitơ, oxi, lưu huỳnh và rất nhỏ các chất vô cơ ở dạng hoà tan.

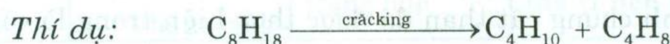
2. Chế biến

a. Chưng cất

Trong công nghiệp, dầu mỏ được chưng cất ở áp suất thường trong những tháp cất liên tục (chưng cất phân đoạn).

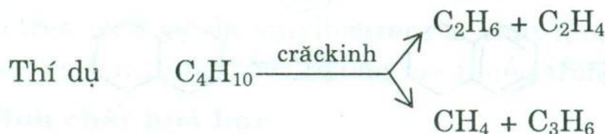
b. Chế biến hoá học

Crăckinh là quá trình "bẻ gãy" phân tử hiđrocacbon mạch dài để tạo thành các phân tử hiđrocacbon mạch ngắn hơn nhờ tác dụng của nhiệt hoặc của xúc tác và nhiệt.



Thí dụ: $C_8H_{18} \xrightarrow{\text{cracking}} C_4H_{10} + C_4H_8$

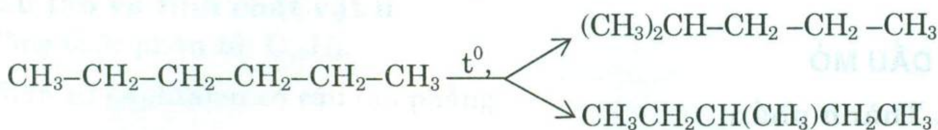
Hiđrocacbon sinh ra có thể bị crăc kinh tiếp thành các chất có phân tử khối nhỏ hơn.

Thí dụ 

$$C_4H_{10} \xrightarrow{\text{crăckinh}} \begin{cases} C_2H_6 + C_2H_4 \\ CH_4 + C_3H_6 \end{cases}$$

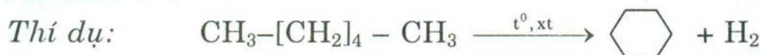
Sản phẩm của quá trình crăckinh các phân đoạn nặng của dầu mỏ là xăng và khí crăckinh (gồm chủ yếu là metan, etan, etilen, butilen...).

Rifominh là quá trình dùng xúc tác và nhiệt làm biến đổi cấu trúc của phân tử hiđrocacbon từ mạch cacbon không nhánh thành phân nhánh (đồng phân hoá), từ không thơm thành thơm.



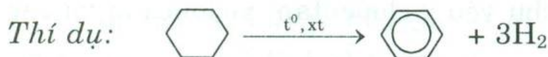
$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{t^0,} \begin{cases} (CH_3)_2CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \\ CH_3CH_2CH(CH_3)CH_2CH_3 \end{cases}$$

Tách hiđro – đóng vòng ankan thành xicloankan.

Thí dụ: 

$$CH_3{-}[CH_2]_4 - CH_3 \xrightarrow{t^0, xt} \text{(xiclohexan)} + H_2$$

Tách hiđro của xicloankan thành hiđrocacbon thơm.

Thí dụ: 

$$\text{(xiclohexan)} \xrightarrow{t^0, xt} \text{(benzen)} + 3H_2$$

II. KHÍ THIÊN NHIÊN VÀ KHÍ MỎ DẦU

Thành phần chủ yếu của khí thiên nhiên là metan, có thể chiếm tới 95% thể tích. Phần còn lại là một số đồng đẳng thấp của metan như etan, propan, butan và một số chất khí vô cơ như nitơ, cacbon đioxit, hiđro sunfua, hiđro,...

Thành phần của khí mỏ dầu gần giống như khí thiên nhiên, nhưng hàm lượng metan thấp hơn (chỉ chiếm khoảng 50 – 70% thể tích), còn các thành phần ankan khác lại cao hơn.

III. THAN MỎ

Khi nung than mỡ lên nhiệt độ cao khoảng 1000^0C trong điều kiện không có không khí, các chất hữu cơ phức tạp trong than bị phân huỷ, các sản phẩm dễ bay hơi thoát ra, một phần hoá lỏng gọi là nhựa than đá, phần khí được gọi là khí lò cốc. Chất rắn còn lại gọi là than cốc. Quá trình chưng cất than đá được thực hiện trong lò cốc.

Nhựa than đá là chất lỏng, có chứa nhiều hiđrocacbon thơm và phenol. Từ nhựa than đá người ta đã tách được nhiều chất có giá trị như benzen, toluen, phenol, naphtalen,.. còn lại là hắc ín.

HỆ THỐNG HOÁ VỀ HIĐROCACBON

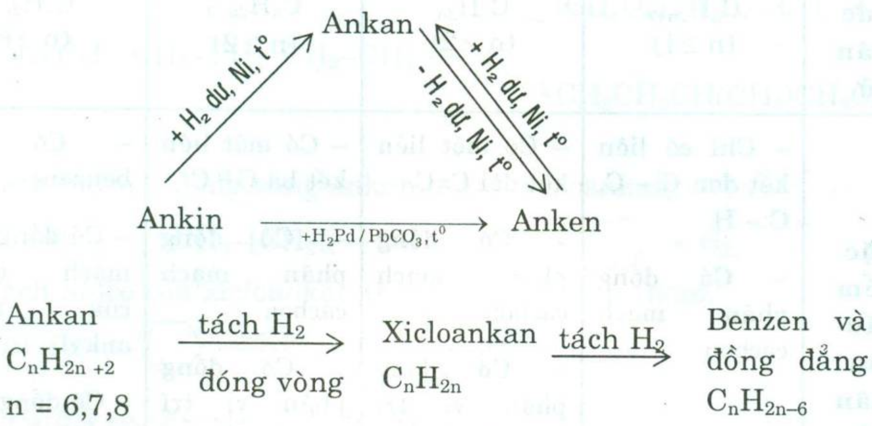
I. HỆ THỐNG HOÁ VỀ HIĐROCACBON

Bảng tóm tắt về một số loại hiđrocacbon quan trọng

	Ankan	Anken	Ankin	Ankylbenzen
Công thức phân tử	C_nH_{2n+2} $(n \geq 1)$	C_nH_{2n} $(n \geq 2)$	C_nH_{2n-2} $(n \geq 2)$	C_nH_{2n-6} $(n \geq 6)$
Đặc điểm cấu tạo phân tử	– Chỉ có liên kết đơn C – C, C – H – Có đồng phân mạch cacbon	– Có một liên kết đôi C=C – Có đồng phân mạch cacbon – Có đồng phân vị trí liên kết đôi – Có đồng phân hình học	– Có một liên kết ba C≡C. – Có đồng phân mạch cacbon – Có đồng phân vị trí liên kết ba	– Có vòng benzen. – Có đồng phân mạch cacbon của nhánh ankyl – Có đồng phân vị trí tương đối của các nhóm ankyl
Tính chất vật lí	– Ở điều kiện thường, các hợp chất từ $C_1 - C_4$ là chất khí; $\geq C_5$ là chất lỏng hoặc rắn. – Không màu – Không tan trong nước			
Tính chất hoá học	– Phản ứng thế (halogen) – Phản ứng tách – Phản ứng	– Phản ứng cộng (H_2, Br_2, HX,..) – Phản ứng trùng hợp	– Phản ứng cộng (H_2, Br_2, HX,..) – Phản ứng thế H liên kết	– Phản ứng thế (halogen, nitro) – Phản ứng cộng – Phản ứng oxi

	oxi hoá	– Phản ứng oxi hoá	trực tiếp với nguyên tử cacbon của liên kết ba đầu mạch. – phản ứng oxi hoá	hoá mạch nhánh.
Ứng dụng	Làm nhiên liệu, nguyên liệu, dung môi	Làm nguyên liệu	Làm nguyên liệu	Làm dung môi nguyên liệu

II. SỰ CHUYỂN HOÁ GIỮA CÁC LOẠI HIĐROCACBON



Chương 5

DẪN XUẤT HALOGEN – ANCOL – PHENOL

Bài 12. DẪN XUẤT HALOGEN CỦA HIĐROCACBON

I. KHÁI NIỆM, PHÂN LOẠI

1. Khái niệm

Khi thay thế nguyên tử hiđro của phân tử hiđrocacbon bằng nguyên tử halogen ta được dẫn xuất halogen của hiđrocacbon.

2. Phân loại

Các dẫn xuất halogen được phân loại dựa vào bản chất của halogen, số lượng nguyên tử halogen và đặc điểm cấu tạo của gốc hiđrocacbon.

Bậc của dẫn xuất halogen bằng bậc của nguyên tử cacbon liên kết với nguyên tử halogen.

Thí dụ:

– Bậc I: $CH_3-\overset{I}{C}H_2Cl$ etyl clorua

– Bậc II: $CH_3-\overset{II}{C}HCl-CH_3$ isopropyl clorua

– Bậc III: $(CH_3)_3\overset{III}{C}-Br$ tert–butyl bromua

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Ở điều kiện thường, một số chất có phân tử khối nhỏ (CH_3Cl, CH_3F,...) ở trạng thái khí. Các dẫn xuất có phân tử khối lớn hơn ở trạng thái lỏng hoặc rắn.

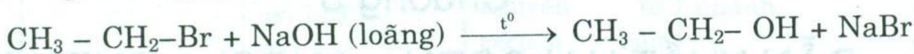
Các dẫn xuất halogen hầu như không tan trong nước, tan tốt trong các dung môi hữu cơ như hiđrocacbon, ete,..

Một số dẫn xuất halogen có hoạt tính sinh học cao như CF_3 – CHClBr (halotan: chất gây mê không độc), DDT (chất diệt côn trùng),...

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

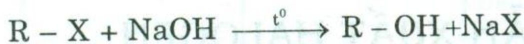
Tính chất quan trọng dẫn xuất halogen là phản ứng thế nguyên tử halogen và phản ứng tách hiđro halogenua.

1. Phản ứng thế nguyên tử halogen bằng nhóm –OH



$$CH_3 - CH_2-Br + NaOH \text{ (loãng)} \xrightarrow{t^0} CH_3 - CH_2- OH + NaBr$$

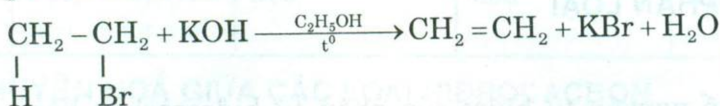
Phương trình hoá học chung:



$$R - X + NaOH \xrightarrow{t^0} R - OH + NaX$$

2. Phản ứng tách hiđro halogenua

Đun sôi hỗn hợp gồm etyl bromua, kali hiđroxit và etanol thấy có khí không màu thoát ra.



$$\underset{\large H}{\underset{|}{CH_2}} - \underset{\large Br}{\underset{|}{CH_2}} + KOH \xrightarrow[t^0]{C_2H_5OH} CH_2 = CH_2 + KBr + H_2O$$

BÀI 13. ANCOL

I. ĐỊNH NGHĨA, PHÂN LOẠI

1. Định nghĩa

Ancol là những hợp chất hữu cơ trong phân tử có nhóm hiđroxyl –OH liên kết trực tiếp với nguyên tử cacbon no.

2. Phân loại

a) Ancol no, đơn chức, mạch hở.

Phân tử có một nhóm –OH liên kết với gốc ankyl: $C_nH_{2n+1}–OH$.

b) Ancol không no, đơn chức, mạch hở.

Phân tử có một nhóm –OH liên kết với nguyên tử cacbon no của gốc hiđrocacbon không no.

c) Ancol thơm, đơn chức.

Phân tử có nhóm –OH liên kết với nguyên tử cacbon no thuộc mạch nhánh của vòng benzen.

d) Ancol vòng no, đơn chức.

Phân tử có một nhóm –OH liên kết với nguyên tử cacbon no thuộc gốc hiđrocacbon vòng no.

e) Ancol đa chức.

Phân tử có hai hay nhiều nhóm – OH ancol.

Tuỳ theo bậc của nguyên tử cacbon no liên kết với nhóm –OH mà ancol thuộc loại ancol bậc I, bậc II hay bậc III.

II. ĐỒNG PHÂN, DANH PHÁP

1. Đồng phân

Các ancol no, mạch hở, đơn chức có đồng phân mạch cacbon và đồng phân vị trí nhóm chức –OH (trong mạch cacbon).

2. Danh pháp

a) Tên thông thường

Một số ít ancol có tên thông thường. Tên thông thường của ancol được cấu tạo như sau: Ancol + tên gốc ankyl + ic

b) Tên thay thế

Tên thay thế của ancol được cấu tạo như sau:

Tên hiđrocacbon tương ứng với mạch chính + số chỉ vị trí nhóm OH + ol

Mạch chính của phân tử ancol là mạch cacbon dài nhất liên kết với nhóm –OH. Đánh số thứ tự nguyên tử cacbon mạch chính bắt đầu từ phía gần nhóm –OH hơn.

III. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Các ancol là chất lỏng hoặc chất rắn ở điều kiện thường. Nói chung, nhiệt độ sôi, khối lượng riêng của các ancol tăng theo chiều tăng của phân tử khối; ngược lại độ tan trong nước của chúng lại giảm khi phân tử khối tăng.

IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng thế H của nhóm OH

a) Tính chất chung của ancol.

Tác dụng với kim loại kiềm.

$$2C_2H_5-OH + 2Na \longrightarrow 2C_2H_5-ONa + H_2$$

b) Tính chất đặc trưng của glixerol.

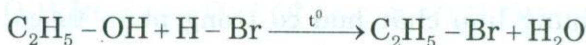
$$2C_3H_5(OH)_3 + Cu(OH)_2 \longrightarrow [C_3H_5(OH)_2O]_2Cu + 2H_2O$$

đồng (II) glixerat

Phản ứng này được dùng để phân biệt ancol đơn chức với ancol đa chức có các nhóm –OH cạnh nhau trong phân tử.

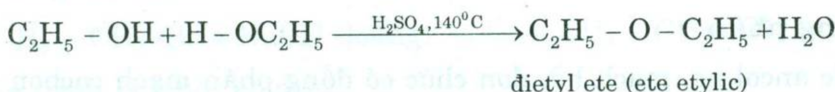
2. Phản ứng thế nhóm OH

a) Phản ứng với axit vô cơ.



$$C_2H_5-OH + H-Br \xrightarrow{t^0} C_2H_5-Br + H_2O$$

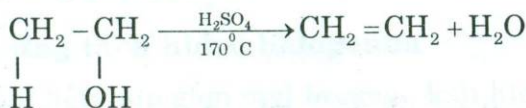
b) Phản ứng với ancol



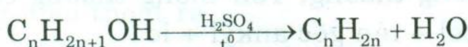
$$C_2H_5-OH + H-OC_2H_5 \xrightarrow{H_2SO_4,\,140^0C} C_2H_5-O-C_2H_5 + H_2O$$

đietyl ete (ete etylic)

3. Phản ứng tách nước



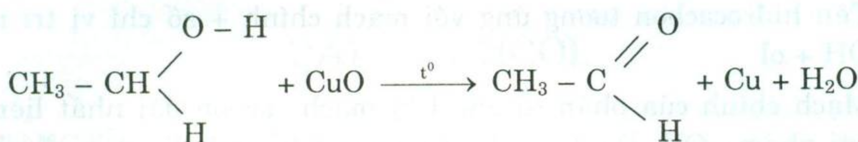
$$CH_2(H)-CH_2(OH) \xrightarrow[170^0C]{H_2SO_4} CH_2=CH_2 + H_2O$$



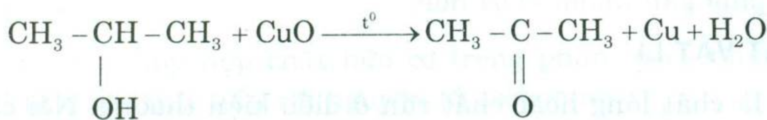
$$C_nH_{2n+1}OH \xrightarrow[t^0]{H_2SO_4} C_nH_{2n} + H_2O$$

4. Phản ứng oxi hoá

a) Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn.



$$CH_3-CH(OH)(H) + CuO \xrightarrow{t^0} CH_3-CHO + Cu + H_2O$$



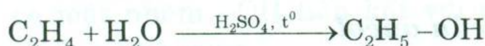
$$CH_3-CH(OH)-CH_3 + CuO \xrightarrow{t^0} CH_3-CO-CH_3 + Cu + H_2O$$

b) Phản ứng oxi hoá hoàn toàn.

Khi bị đốt, các ancol cháy, toả nhiều nhiệt.

V. ĐIỀU CHẾ

1. Phương pháp tổng hợp



$$C_2H_4 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\,t^0} C_2H_5-OH$$

2. Phương pháp sinh hoá.

$$(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow[t^0,\,xt]{+H_2O} C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{enzim} C_2H_5OH$$

Bài 14. PHENOL

I. ĐỊNH NGHĨA, PHÂN LOẠI

1. Định nghĩa

Phenol là những hợp chất hữu cơ trong phân tử có nhóm –OH liên kết trực tiếp với nguyên tử cacbon của vòng benzen.

2. Phân loại:

Dựa theo số nhóm –OH trong phân tử, các phenol được phân loại thành:

Phenol đơn chức: Phân tử có một nhóm –OH.

Phenol đa chức: Phân tử có nhiều nhóm –OH.

II. PHENOL

1. Cấu tạo

Phenol có công thức phân tử C_6H_6O

và có công thức cấu tạo: C_6H_5OH hoặc

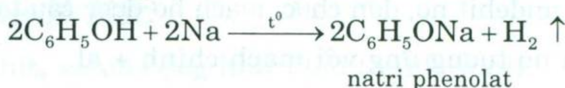
2. Tính chất vật lí:

Ở điều kiện thường, phenol là chất rắn, không màu, nóng chảy ở 43^0C. Để lâu, phenol chuyển thành màu hồng do bị oxi hoá chậm trong không khí.

Phenol rất ít tan trong nước lạnh, nhưng tan nhiều trong nước nóng và trong etanol.

3. Tính chất hoá học

a) Phản ứng thế nguyên tử H của nhóm –OH



$$2C_6H_5OH + 2Na \xrightarrow{t^0} 2C_6H_5ONa + H_2 \uparrow$$

natri phenolat

$$C_6H_5OH + NaOH \longrightarrow C_6H_5ONa + H_2O$$

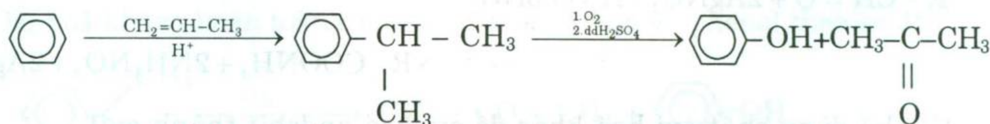
Điều đó chứng tỏ phenol có tính axit. Tính axit của phenol rất yếu: dung dịch phenol không làm đổi màu quỳ tím.

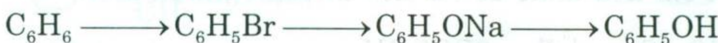
b) Phản ứng thế nguyên tử H của vòng benzen.

Nếu cho dung dịch HNO_3 vào dung dịch phenol, thấy có kết tủa vàng của 2,4,6–trinitrophenol (axit picric).

Ảnh hưởng của vòng benzen đến nhóm –OH và ảnh hưởng của nhóm –OH đến vòng benzen được gọi là ảnh hưởng qua lại giữa các nguyên tử trong phân tử.

4. Điều chế





$$C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5Br \longrightarrow C_6H_5ONa \longrightarrow C_6H_5OH$$

Chương 6

ANĐEHIT – XETON – AXIT CACBOXYLIC

Bài 15. ANĐEHIT – XETON

A. ANĐEHIT

I. ĐỊNH NGHĨA, PHÂN LOẠI, DANH PHÁP

1. Định nghĩa

Anđehit là những hợp chất hữu cơ mà phân tử có nhóm –CH =O liên kết trực tiếp với nguyên tử cacbon hoặc nguyên tử hiđro.

2. Phân loại

Dựa theo đặc điểm cấu tạo của gốc hiđrocacbon và theo số nhóm –CHO trong phân tử, người ta chia thành anđehit no, không no, thơm; anđehit đơn chức, đa chức.

3. Danh pháp

Tên thay thế của anđehit no, đơn chức, mạch hở được cấu tạo như sau:

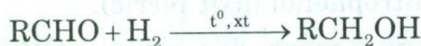
Tên hiđrocacbon no tương ứng với mạch chính + al.

Mạch chính của phân tử anđehit là mạch cacbon dài nhất bắt đầu từ nhóm –CHO.

Một số anđehit có tên thông thường: anđehit + tên axit tương ứng.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

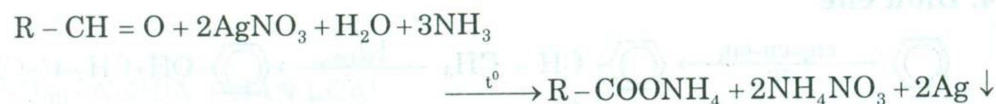
1. Phản ứng cộng hiđro



$$RCHO + H_2 \xrightarrow{t^0, xt} RCH_2OH$$

2. Phản ứng oxi hoá không hoàn toàn.

Phản ứng tổng quát:



$$R-CH=O + 2AgNO_3 + H_2O + 3NH_3 \xrightarrow{t^0} R-COONH_4 + 2NH_4NO_3 + 2Ag\downarrow$$

Có thể dùng chất oxi hoá khác để oxi hoá anđehit thành axit.

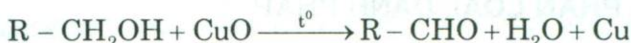
Thí dụ:

$$2RCHO + O_2 \xrightarrow{t^0, xt} 2RCOOH$$

V. ĐIỀU CHẾ

1. Từ ancol

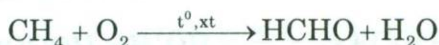
Oxi hoá ancol bậc I thu được anđehit tương ứng:



$$R - CH_2OH + CuO \xrightarrow{t^0} R - CHO + H_2O + Cu$$

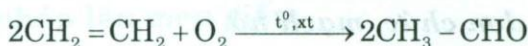
2. Từ hiđrocacbon

Trong công nghiệp, người ta oxi hoá metan có xúc tác, thu được anđehit fomic:



$$CH_4 + O_2 \xrightarrow{t^0, xt} HCHO + H_2O$$

Oxi hoá không hoàn toàn etilen là phương pháp hiện đại sản xuất anđehit axetic:



$$2CH_2 = CH_2 + O_2 \xrightarrow{t^0, xt} 2CH_3 - CHO$$

Anđehit axetic còn được điều chế từ axetilen bằng phản ứng cộng nước.

B. XETON

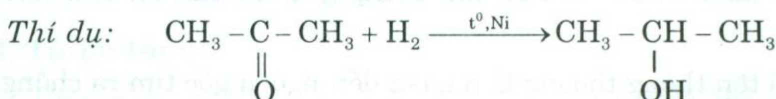
I. ĐỊNH NGHĨA

Xeton là những hợp chất hữu cơ mà phân tử nhóm C = O liên kết trực tiếp với hai nguyên tử cacbon.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Giống anđehit, xeton cộng hiđro tạo thành ancol:

$$R - CO - R^1 + H_2 \xrightarrow{Ni, t^0} R - CH(OH) - R^1$$



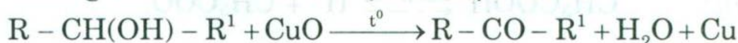
Thí dụ: $CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - CH_3 + H_2 \xrightarrow{t^0, Ni} CH_3 - \underset{\underset{OH}{|}}{CH} - CH_3$

Khác với anđehit, xeton không tham gia phản ứng tráng bạc.

III. ĐIỀU CHẾ

1. Từ ancol

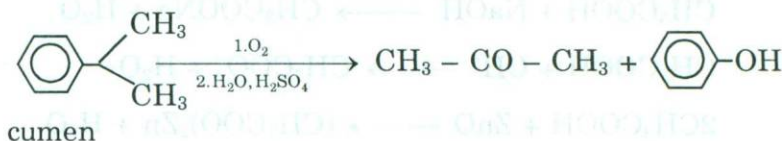
Oxi hoá không hoàn toàn ancol bậc II được xeton:



$$R - CH(OH) - R^1 + CuO \xrightarrow{t^0} R - CO - R^1 + H_2O + Cu$$

2. Từ hiđrocacbon

Oxi hoá không hoàn toàn cumen thu được axeton và phenol theo sơ đồ:



Bài 16. AXIT CACBOXYLIC

I. ĐỊNH NGHĨA, PHÂN LOẠI, DANH PHÁP

1. Định nghĩa

Axit cacboxylic là những hợp chất hữu cơ mà phân tử có nhóm cacboxyl (–COOH) liên kết trực tiếp với nguyên tử cacbon hoặc nguyên tử hiđro.

2. Phân loại

a) Axit no, đơn chức, mạch hở.

b) Axit không no, đơn chức, mạch hở.

c) Axit thơm, đơn chức.

d) Axit đa chức.

3. Danh pháp

Tên thay thế của các axit no, đơn chức, mạch hở được cấu tạo như sau:

Axit + tên hiđrocacbon no tương ứng với mạch chính + oic

Mạch chính của phân tử axit là mạch cacbon dài nhất bắt đầu từ nhóm –COOH

Mạch cacbon được đánh số bắt đầu từ nguyên tử cacbon của nhóm –COOH.

Một số axit có tên thông thường liên quan đến nguồn gốc tìm ra chúng.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Tính axit

a) Trong dung dịch, axit cacboxylic phân li thuận nghịch

Thí dụ: $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

Dung dịch axit cacboxylic làm quỳ tím chuyển thành màu đỏ.

b) Tác dụng với bazơ, oxit bazơ tạo thành muối và nước

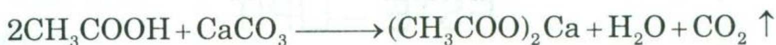
Thí dụ: $CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$

$CH_3COOH + OH^- \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O$

$2CH_3COOH + ZnO \longrightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2O$

c) Tác dụng với muối

Nhỏ dung dịch axit axetic vào đá vôi, thấy có khí CO_2 thoát ra:

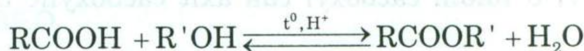


$$2CH_3COOH + CaCO_3 \longrightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2 \uparrow$$

d) Tác dụng với kim loại trước hiđro trong dãy hoạt động hoá học của các kim loại tạo thành muối và giải phóng hiđro.

$$2CH_3COOH + Zn \longrightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2 \uparrow$$

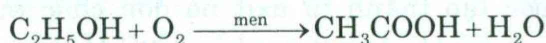
2. Phản ứng thế nhóm – OH



$$RCOOH + R'OH \xrightleftharpoons{t^0, H^+} RCOOR' + H_2O$$

V. ĐIỀU CHẾ

1. Phương pháp lên men giấm



$$C_2H_5OH + O_2 \xrightarrow{men} CH_3COOH + H_2O$$

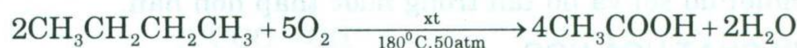
2. Oxi hoá anđehit axetic

(Điều chế từ etilen hoặc axetilen) trước đây là phương pháp chủ yếu để sản xuất axit axetic.

$$2CH_3CHO + O_2 \xrightarrow{xt} 2CH_3COOH$$

3. Oxi hoá ankan

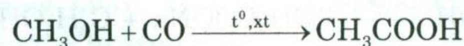
Oxi hoá butan thu được axit axetic.



$$2CH_3CH_2CH_2CH_3 + 5O_2 \xrightarrow[180^0C.50atm]{xt} 4CH_3COOH + 2H_2O$$

4. Từ metanol

Cho metanol tác dụng với cacbon oxit (có chất xúc tác thích hợp) thu được axit axetic.



$$CH_3OH + CO \xrightarrow{t^0, xt} CH_3COOH$$

Đây là phương pháp hiện đại sản xuất axit axetic.

Chương 7
ESTE – LIPIT

Bài 17. ESTE

I. KHÁI NIỆM, DANH PHÁP

Khi thay nhóm OH ở nhóm cacboxyl của axit cacboxylic bằng nhóm OR thì được este.

Este đơn chức có công thức chung là RCOOR', trong đó R là gốc hiđrocacbon hoặc H; R' là gốc hiđrocacbon.

Este no đơn chức được tạo thành từ axit no đơn chức mạch hở và ancol no đơn chức mạch hở có công thức phân tử $C_nH_{2n}O_2$ (với $n \geq 2$).

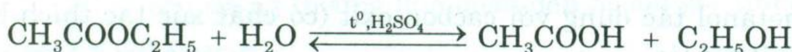
Tên của este RCOOR' gồm tên gốc R' cộng thêm tên gốc axit RCOO (đuôi "at").

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

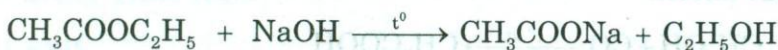
Các este là chất lỏng hoặc chất rắn ở điều kiện thường và chúng hầu như không tan trong nước. So với các axit hoặc ancol có cùng khối lượng mol phân tử hoặc phân tử có cùng số nguyên tử cacbon thì este có nhiệt độ sôi và độ tan trong nước thấp hơn hẳn.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Este bị thuỷ phân trong môi trường axit hoặc bazơ.



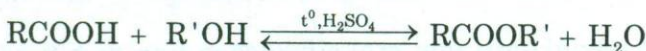
$$CH_3COOC_2H_5 + H_2O \xrightleftharpoons{t^0, H_2SO_4} CH_3COOH + C_2H_5OH$$



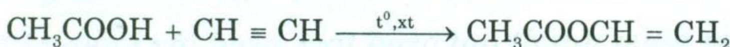
$$CH_3COOC_2H_5 + NaOH \xrightarrow{t^0} CH_3COONa + C_2H_5OH$$

Ngoài ra, este còn có phản ứng của gốc hiđrocacbon.

IV. ĐIỀU CHẾ



$$RCOOH + R'OH \xrightleftharpoons{t^0, H_2SO_4} RCOOR' + H_2O$$



$$CH_3COOH + CH \equiv CH \xrightarrow{t^0, xt} CH_3COOCH = CH_2$$

Bài 18. LIPIT

I. KHÁI NIỆM

Lipit là những hợp chất hữu cơ có trong tế bào sống, không hòa tan trong nước nhưng tan nhiều trong dung môi hữu cơ phân cực.

Về mặt cấu tạo, phần lớn lipit là các este phức tạp, bao gồm chất béo (còn gọi là triglixerit), sáp, steroit và photpholipit...

II. CHẤT BÉO

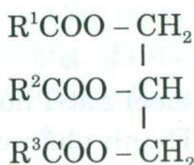
1. Khái niệm

Chất béo là trieste của glixerol với axit béo, gọi chung là triglixerit hay là triaxylglixerol.

Axit béo là axit đơn chức có mạch cacbon dài, không phân nhánh.

Các axit béo thường có trong chất béo là: axit stearic $\left(CH_3[CH_2]_{16}COOH\right)$, axit panmitic $\left(CH_3[CH_2]_{14}COOH\right)$, axit oleic $\left(cis-CH_3[CH_2]_7CH=CH[CH_2]_7COOH\right)$

Công thức cấu tạo chung của chất béo.



2. Tính chất vật lí

Khi trong phân tử có gốc hiđrocacbon không no, chất béo ở trạng thái lỏng. Khi trong phân tử có gốc hiđrocacbon no, chất béo ở trạng thái rắn.

Mỡ động vật, dầu thực vật đều không tan trong nước nhưng tan nhiều trong các dung môi hữu cơ như benzen, hexan, clorofom, ... Khi cho vào nước, dầu hoặc mỡ đều nổi, chứng tỏ chúng nhẹ hơn nước.

3. Tính chất hoá học

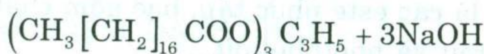
Về cấu tạo, chất béo là trieste nên chúng có tính chất của este nói chung, như tham gia phản ứng thuỷ phân trong môi trường axit, phản ứng xà phòng hoá và phản ứng ở gốc hiđrocacbon.

a) Phản ứng thuỷ phân

$$(CH_3[CH_2]_{16}COO)_3C_3H_5 + 3H_2O$$

$$\underset{\text{tristearin}}{} \xrightleftharpoons{t^0, H^+} \underset{\text{axit stearic}}{3CH_3[CH_2]_{16}COOH} + \underset{\text{glixerol}}{C_3H_5(OH)_3}$$

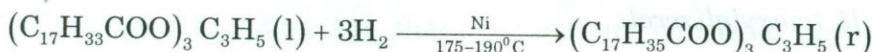
b) Phản ứng xà phòng hoá



$$(CH_3[CH_2]_{16}COO)_3C_3H_5 + 3NaOH$$

$$\underset{\text{tristearin}}{} \xrightarrow{t^0} \underset{\text{natri stearat}}{3CH_3[CH_2]_{16}COONa} + \underset{\text{glixerol}}{C_3H_5(OH)_3}$$

c) Phản ứng cộng hiđro của chất béo lỏng



$$(C_{17}H_{33}COO)_3C_3H_5(l) + 3H_2 \xrightarrow[175-190^0C]{Ni} (C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5(r)$$

Bài 19. KHÁI NIỆM VỀ XÀ PHÒNG VÀ CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP

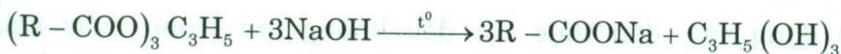
I. XÀ PHÒNG

1. Khái niệm

Xà phòng thường dùng là hỗn hợp muối natri hoặc muối kali của axit béo, có thêm một số chất phụ gia. Thành phần chủ yếu của xà phòng thường là muối natri của axit panmitic hoặc axit stearic.

2. Phương pháp sản xuất

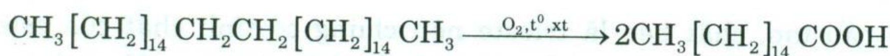
Muốn sản xuất xà phòng, người ta đun chất béo với dung dịch kiềm trong các thùng kín ở nhiệt độ cao.



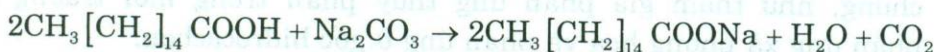
$$(R-COO)_3C_3H_5 + 3NaOH \xrightarrow{t^0} 3R-COONa + C_3H_5(OH)_3$$

Ngày nay, xà phòng còn được sản xuất theo sơ đồ sau:

Thí dụ:



$$CH_3[CH_2]_{14}CH_2CH_2[CH_2]_{14}CH_3 \xrightarrow{O_2, t^0, xt} 2CH_3[CH_2]_{14}COOH$$



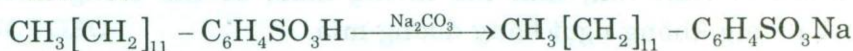
$$2CH_3[CH_2]_{14}COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3[CH_2]_{14}COONa + H_2O + CO_2$$

II. CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP

1. Khái niệm

Để hạn chế việc khai thác dầu, mỡ động, thực vật vào việc sản xuất xà phòng và đáp ứng yêu cầu đa dạng của đời sống, người ta đã tổng hợp nhiều chất không phải là muối natri của axit cacboxylic nhưng có tính năng giặt rửa như xà phòng. Những hợp chất này được gọi là chất giặt rửa tổng hợp.

2. Phương pháp sản xuất



$$CH_3[CH_2]_{11}-C_6H_4SO_3H \xrightarrow{Na_2CO_3} CH_3[CH_2]_{11}-C_6H_4SO_3Na$$

axit đođexylbenzensunfonic — natri đođexylbenzensunfunat

III. TÁC DỤNG TẨY RỬA CỦA XÀ PHÒNG VÀ CHẤT GIẶT RỬA TỔNG HỢP

Muối natri trong xà phòng hay trong chất giặt rửa tổng hợp có khả năng làm giảm sức căng bề mặt của các chất bẩn bám trên vải, da,... do đó vết bẩn được phân tán thành nhiều phần nhỏ hơn rồi được phân tán vào nước và bị rửa trôi đi.

Các muối panmitat hay stearat của các kim loại hoá trị II thường khó tan trong nước, do đó làm giảm tác dụng giặt rửa của xà phòng. Vì vậy không nên dùng xà phòng để giặt rửa trong nước cứng (nước có nhiều ion Ca^{2+}, Mg^{2+}). Các muối của axit đođexylbenzensunfonic lại tan được trong nước cứng, do đó chất giặt rửa tổng hợp có ưu điểm hơn xà phòng là có thể giặt rửa cả trong nước cứng.

Chương 8

CACBOHIĐRAT

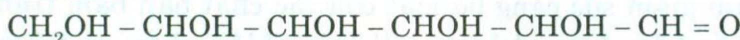
Bài 20. GLUCOZƠ

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Glucozơ là chất rắn, tinh thể không màu, dễ tan trong nước, có vị ngọt nhưng không ngọt bằng đường mía.

II. CẤU TẠO PHÂN TỬ

Glucozơ là hợp chất tạp chức ở dạng mạch hở phân tử có cấu tạo của anđehit đơn chức và ancol 5 chức. Công thức cấu tạo của glucozơ dạng mạch hở như sau:



$$CH_2OH - CHOH - CHOH - CHOH - CHOH - CH = O$$

hoặc viết gọn hơn là $CH_2OH[CHOH]_4CHO$.

Trong thực tế, glucozơ tồn tại chủ yếu ở hai dạng mạch vòng: α–glucozơ và β–glucozơ.

III. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Glucozơ có tính chất của anđehit đơn chức và ancol đa chức (poliancol)

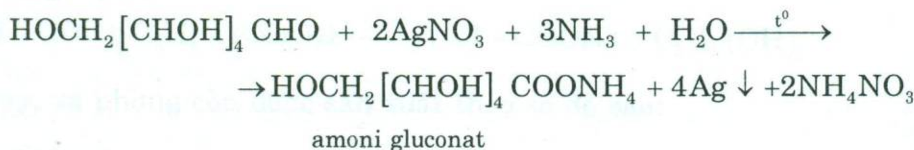
1. Tính chất của ancol đa chức

a) Tác dụng với $Cu(OH)_2$.

b) Phản ứng tạo este

2. Tính chất của anđehit

a) Oxi hoá glucozơ dung dịch $AgNO_3$ trong amoniac (phản ứng tráng bạc).

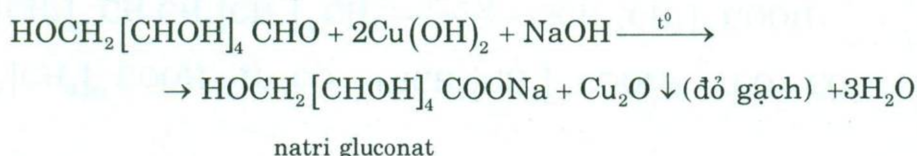


$$HOCH_2[CHOH]_4CHO + 2AgNO_3 + 3NH_3 + H_2O \xrightarrow{t^0}$$

$$\rightarrow HOCH_2[CHOH]_4COONH_4 + 4Ag\downarrow + 2NH_4NO_3$$

amoni gluconat

b) Oxi hoá glucozơ bằng $Cu(OH)_2$.

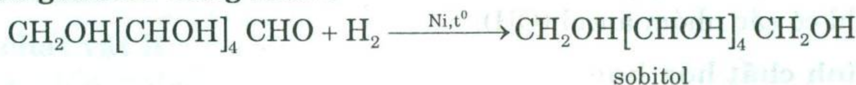


$$HOCH_2[CHOH]_4CHO + 2Cu(OH)_2 + NaOH \xrightarrow{t^0}$$

$$\rightarrow HOCH_2[CHOH]_4COONa + Cu_2O\downarrow(\text{đỏ gạch}) + 3H_2O$$

natri gluconat

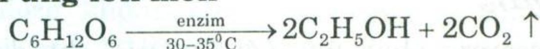
c) Khử glucozơ bằng hiđro



$$CH_2OH[CHOH]_4CHO + H_2 \xrightarrow{Ni,t^0} CH_2OH[CHOH]_4CH_2OH$$

sobitol

3. Phản ứng lên men



$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[30-35^0C]{enzim} 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$$

IV. ĐIỀU CHẾ

Trong công nghiệp, glucozơ được điều chế bằng cách thuỷ phân tinh bột nhờ xúc tác là axit clohiđric loãng hoặc enzim.

V. FRUCTOZƠ

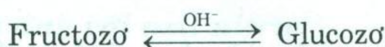
Một trong các đồng phân của glucozơ có nhiều ứng dụng là fructozơ.

Fructozơ có công thức cấu tạo dạng mạch hở là:

$$CH_2OH - CHOH - CHOH - CHOH - CO - CH_2OH$$

Tương tự như glucozơ, fructozơ tác dụng với $Cu(OH)_2$ cho dung dịch phức $Cu(C_6H_{11}O_6)_2$ màu xanh lam (tính chất của ancol đa chức), cộng hiđro cho poliancol $C_6H_{14}O_6$ (tính chất của nhóm cacbonyl).

Tương tự glucozơ, fructozơ bị oxi hoá bởi dung dịch $AgNO_3$ trong amoniac và bởi $Cu(OH)_2$ trong môi trường kiềm. Đây là phản ứng của nhóm anđehit xuất hiện do trong môi trường bazơ: fructozơ chuyển thành glucozơ.



$$\text{Fructozơ} \xrightleftharpoons{OH^-} \text{Glucozơ}$$

Bài 21. SACCAROZƠ, TINH BỘT VÀ XENLULOZƠ

I. SACCAROZƠ

1. Tính chất vật lí

Saccarozơ là chất rắn kết tinh, không màu, không mùi, có vị ngọt, nóng chảy ở 185^0C. Saccarozơ tan tốt trong nước, độ tan tăng nhanh theo nhiệt độ.

2. Cấu trúc phân tử

Saccarozơ là một đisaccarit được cấu tạo từ một gốc glucozơ và một gốc fructozơ liên kết với nhau qua nguyên tử oxi.

Như vậy, trong phân tử saccarozơ không có nhóm anđehit (CH=O), chỉ có các nhóm ancol (OH).

3. Tính chất hoá học

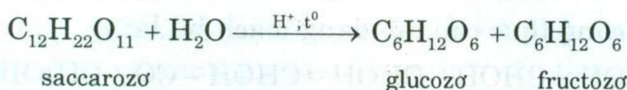
a) Phản ứng với Cu(OH)₂.

Trong dung dịch, saccarozơ phản ứng với $Cu(OH)_2$ cho dung dịch đồng saccarozơ màu xanh lam.

$$2C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_{12}H_{21}O_{11})_2Cu + 2H_2O$$

b) Phản ứng thuỷ phân.

Khi đun nóng dung dịch saccarozơ có axit vô cơ làm xúc tác, saccarozơ bị thuỷ phân thành glucozơ và fructozơ:



$$\underset{\text{saccarozơ}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+, t^0} \underset{\text{glucozơ}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fructozơ}}{C_6H_{12}O_6}$$

Phản ứng thuỷ phân saccarozơ cũng xảy ra khi có xúc tác enzim.

II. TINH BỘT

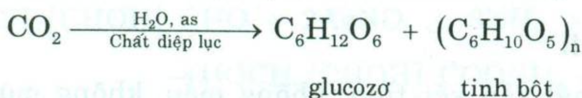
1. Tính chất vật lí

Tinh bột là chất rắn, ở dạng bột vô định hình, màu trắng, không tan trong nước lạnh. Trong nước nóng, hạt tinh bột sẽ ngậm nước và trương phồng lên tạo thành dung dịch keo, gọi là hồ tinh bột.

2. Cấu trúc phân tử.

Tinh bột thuộc loại polisaccarit, phân tử gồm nhiều mắt xích α–glucozơ liên kết với nhau và có công thức phân tử là $(C_6H_{10}O_5)_n$. Các mắt xích α–glucozơ liên kết với nhau tạo thành hai dạng: amilozơ và amilopectin.

Tinh bột được tạo thành trong cây xanh nhờ quá trình quang hợp. Từ khí cacbonic và nước, dưới tác dụng của ánh sáng mặt trời và các chất diệp lục, tinh bột được tạo thành theo sơ đồ phản ứng:

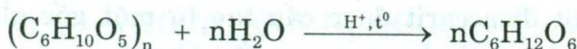


$$CO_2 \xrightarrow[\text{Chất diệp lục}]{H_2O,\ as} \underset{\text{glucozơ}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{tinh bột}}{(C_6H_{10}O_5)_n}$$

3. Tính chất hoá học

a) Phản ứng thuỷ phân

Đun nóng tinh bột trong dung dịch axit vô cơ loãng sẽ thu được glucozơ:



$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{H^+, t^0} nC_6H_{12}O_6$$

III. XENLULOZƠ

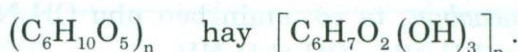
1. Tính chất vật lí

Xenlulozơ là chất rắn dạng sợi, màu trắng, không có mùi vị. Xenlulozơ không tan trong nước và nhiều dung môi hữu cơ như etanol, ete, benzen,... nhưng tan trong nước Svayde (dung dịch thu được khi hoà tan $Cu(OH)_2$ trong amoniac).

2. Cấu trúc phân tử

Xenlulozơ là một polisaccarit, phân tử gồm nhiều gốc β–glucozơ liên kết với nhau thành mạch kéo dài, có phân tử khối rất lớn, vào khoảng 2 000 000. Nhiều mạch xenlulozơ ghép lại với nhau thành hình sợi xenlulozơ.

Khác với tinh bột, xenlulozơ chỉ có cấu tạo mạch không phân nhánh, mỗi gốc $C_6H_{10}O_5$ có 3 nhóm OH, nên có thể viết:

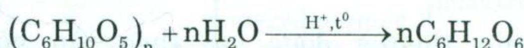


$$(C_6H_{10}O_5)_n \quad \text{hay} \quad \left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n.$$

3. Tính chất hoá học

a) Phản ứng thuỷ phân.

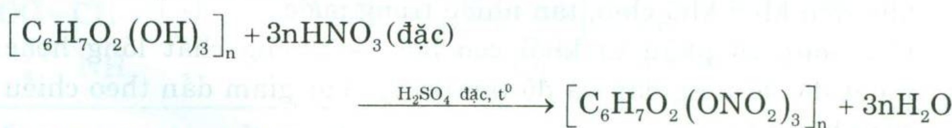
Đun nóng sẽ thu được:



$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{H^+, t^0} nC_6H_{12}O_6$$

b) Phản ứng với axit nitric.

Đun nóng xenlulozơ trong hỗn hợp axit nitric đặc và axit sunfuric đặc thu được xenlulozơ trinitrat:



$$\left[C_6H_7O_2(OH)_3\right]_n + 3nHNO_3(\text{đặc}) \xrightarrow{H_2SO_4\ \text{đặc},\ t^0} \left[C_6H_7O_2(ONO_2)_3\right]_n + 3nH_2O$$

Xenlulozơ trinitrat làm thuốc súng không khói.

Chương 9

AMIN, AMINO AXIT VÀ PROTEIN

Bài 22. AMIN

I. KHÁI NIỆM, PHÂN LOẠI VÀ DANH PHÁP

1. Khái niệm, phân loại

Khi thay thế nguyên tử H trong phân tử NH_3 bằng gốc hiđrocacbon ta thu được amin.

Amin thường có đồng phân về mạch cacbon, về vị trí của nhóm chức và về bậc amin.

Amin được phân loại theo hai cách thông dụng nhất:

a) Theo gốc hiđrocacbon, ta có: amin béo như CH_3NH_2, $C_2H_5NH_2$,... amin thơm như $C_6H_5NH_2$, $CH_3C_6H_4NH_2$, ...

b) Theo bậc của amin (Bậc amin thường được tính bằng số gốc hiđrocacbon liên kết với nguyên tử nitơ), ta có: amin bậc một, amin bậc hai, amin bậc ba.

2. Danh pháp

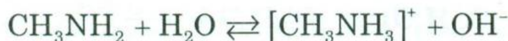
Tên của các amin thường được gọi theo tên gốc – chức (gốc hiđrocacbon với chức amin) và tên thay thế.

II. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

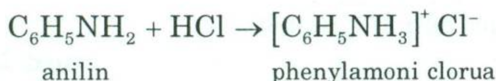
Metylamin, đimetylamin, trimetylamin và etylamin là những chất khí, mùi khai khó chịu, tan nhiều trong nước.

Các amin có phân tử khối cao hơn là những chất lỏng hoặc rắn, nhiệt độ sôi tăng dần và độ tan trong nước giảm dần theo chiều tăng của phân tử khối.

a) Tính bazơ

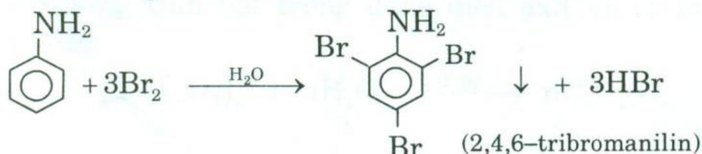


$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftarrows [CH_3NH_3]^+ + OH^-$$



$$\underset{\text{anilin}}{C_6H_5NH_2} + HCl \rightarrow \underset{\text{phenylamoni clorua}}{[C_6H_5NH_3]^+Cl^-}$$

b) Phản ứng thế ở nhân thơm của anilin



Bài 23. AMINO AXIT

I. KHÁI NIỆM

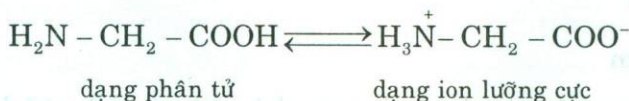
Amino axit là loại hợp chất hữu cơ tạp chức, phân tử chứa đồng thời nhóm amin (NH_2) và nhóm cacboxyl (COOH).

Tên gọi của một số amino axit.

Công thức	Tên thay thế	Tên bán hệ thống	Tên thường	Kí hiệu
CH_2-COOH (nhóm NH_2 gắn vào CH_2)	axit 2–aminoetanoic	axit aminoaxetic	glyxin	Gly
$CH_3-CH(NH_2)-COOH$	axit 2–aminopropanoic	axit α–aminopropionic	alanin	Ala
$CH_3-CH(CH_3)-CH(NH_2)-COOH$	axit 2–amino–3–metylbutanoic	axit α–aminoisovaleric	valin	Val
$H_2N-[CH_2]_4-CH(NH_2)COOH$	axit 2,6–điaminohexanoic	axit α,ε–điaminocaproic	lysin	Lys
$HOOC-CH(NH_2)-(CH_2)_2-COOH$	axit 2–aminopentanđioic	axit α–aminoglutaric	axit glutamic	Glu

II. CẤU TẠO PHÂN TỬ VÀ TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Cấu tạo phân tử

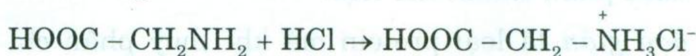


$$H_2N-CH_2-COOH \rightleftharpoons H_3\overset{+}{N}-CH_2-COO^-$$

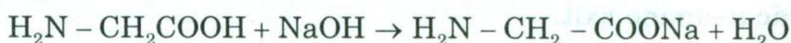
dạng phân tử — dạng ion lưỡng cực

2. Tính chất hoá học

a) Tính chất lưỡng tính



$$HOOC-CH_2NH_2 + HCl \rightarrow HOOC-CH_2-\overset{+}{N}H_3Cl^-$$



$$H_2N-CH_2COOH + NaOH \rightarrow H_2N-CH_2-COONa + H_2O$$

b) Phản ứng riêng của nhóm COOH: phản ứng este hoá

$$H_2N-CH_2-COOH + C_2H_5OH \underset{}{\overset{\text{HCl Khí}}{\rightleftarrows}} H_2N-CH_2-COOC_2H_5 + H_2O$$

c) Phản ứng trùng ngưng.

$$nH_2N-[CH_2]_5-COOH \xrightarrow{t^0} (-NH-[CH_2]_5-CO-)_n + nH_2O$$

axit ε–aminocaproic policaproamit

Bài 24. PEPTIT VÀ PROTEIN

I. PEPTIT

1. Khái niệm

Peptit là loại hợp chất chứa từ 2 đến 50 gốc α–amino axit liên kết với nhau bởi các liên kết peptit.

Liên kết peptit là liên kết –CO–NH– giữa hai đơn vị α–amino axit. Nhóm $-\underset{\underset{O}{\|}}{C}-NH-$ *giữa 2 đơn vị α–amino axit được gọi là nhóm peptit*

2. Tính chất hoá học

a) Phản ứng thuỷ phân

Peptit có thể bị thuỷ phân hoàn toàn các α–amino axit nhờ xúc tác axit hoặc bazơ.

b) Phản ứng màu biure

Trong môi trường kiềm, peptit tác dụng với $Cu(OH)_2$ cho hợp chất màu tím. Đó là màu của hợp chất phức giữa peptit có từ 2 liên kết peptit trở lên với ion đồng.

II.. PROTEIN

1. Khái niệm

Protein là những polipeptit cao phân tử có phân tử khối từ vài chục nghìn đến vài triệu.

Protein được phân thành hai loại:

Protein đơn giản là loại protein mà khi thuỷ phân chỉ cho hỗn hợp các α–amino axit.

Protein phức tạp là loại protein được tạo thành từ protein đơn giản cộng với thành phần *"phi protein"* nữa.

Cấu tạo phân tử

Các phân tử protein khác nhau không những bởi các gốc α–amino axit khác nhau mà còn bởi số lượng, trật tự sắp xếp của chúng khác nhau. Vì vậy, từ trên 20 α–amino axit khác nhau tìm thấy trong thiên nhiên có thể tạo ra một số rất lớn các phân tử protein khác nhau.

Tính chất

a) Tính chất vật lí

Nhiều protein tan được trong nước tạo thành *dung dịch keo* và bị *đông tụ* lại khi đun nóng.

Sự đông tụ và kết tủa protein cũng xảy ra khi cho axit, bazơ hoặc một số muối vào dung dịch protein.

b) Tính chất hoá học

– Tương tự như peptit, protein bị thuỷ phân nhờ xúc tác axit, bazơ hoặc enzim sinh ra các chuỗi peptit và cuối cùng thành các α–amino axit.

– Protein có phản ứng màu biure với $Cu(OH)_2$. Màu tím đặc trưng xuất hiện là màu của sản phẩm phức tạp giữa protein và ion Cu^{2+}. Đây là một trong các phản ứng dùng để phân biệt protein.

Chương 10

POLIME VÀ VẬT LIỆU POLIME

Bài 25. ĐẠI CƯƠNG VỀ POLIME

I. KHÁI NIỆM

Polime là những hợp chất có phân tử khối rất lớn do nhiều đơn vị cơ sở (gọi là mắt xích) liên kết với nhau tạo nên.

– Tên của polime được cấu tạo bằng cách ghép từ poli trước tên monome. Nếu tên của monome gồm 2 cụm từ trở lên được đặt trong dấu ngoặc đơn.

– Các polime được phân loại dựa theo nguồn gốc: Polime tổng hợp (do con người tổng hợp, thí dụ polietilen), polime thiên nhiên (polime có sẵn trong thiên nhiên, thí dụ tinh bột) và polime bán tổng hợp (polime thiên nhiên được chế biến một phần, thí dụ tơ visco).

II. ĐẶC ĐIỂM CẤU TRÚC

Các mắt xích của polime có thể nối với nhau thành mạch không nhánh như amilozơ,... mạch phân nhánh như amilopectin, glicogen, ... và mạch mạng không gian như cao su lưu hoá, nhựa bakelit,...

III. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

Hầu hết polime là những chất rắn, không bay hơi, không có nhiệt độ nóng chảy xác định mà nóng chảy ở một khoảng nhiệt độ khá rộng. Khi nóng chảy, đa số polime cho chất lỏng nhớt, để nguội sẽ rắn lại gọi là *chất nhiệt dẻo*.

IV. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

1. Phản ứng phân cắt mạch polime

– Polime có nhóm chức trong mạch dễ bị thuỷ phân, thí dụ như tinh bột, xenlulozơ bị thuỷ phân thành glucozơ; poliamit, polipeptit bị thuỷ phân thành amino axit, ...

– Polime trùng hợp bị nhiệt phân ở nhiệt độ thích hợp thành các đoạn ngắn, cuối cùng thành monome ban đầu. Phản ứng nhiệt phân polime thành các monome được gọi là phản ứng *giải trùng hợp* hay là phản ứng *đepolime hoá*.

2. Phản ứng giữ nguyên mạch polime

Những polime có liên kết đôi trong mạch hoặc nhóm chức ngoại mạch có thể tham gia các phản ứng đặc trưng của liên kết đôi và của nhóm chức đó.

3. Phản ứng tăng mạch polime

Khi có điều kiện thích hợp (nhiệt độ, chất xúc tác, ...) các mạch polime có thể nối với nhau thành mạch dài hơn hoặc thành mạng lưới, chẳng hạn như các phản ứng lưu hoá chuyển cao su thành cao su lưu hoá, chuyển nhựa rezol thành nhựa rezit,...

V. PHƯƠNG PHÁP ĐIỀU CHẾ

Polime thường được điều chế theo hai loại phản ứng là *trùng hợp* và *trùng ngưng.*

1. Phản ứng trùng hợp

Trùng hợp là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome) giống nhau hay tương tự nhau thành phân tử lớn (polime).

Điều kiện cần về cấu tạo của monome tham gia phản ứng trùng hợp là trong phân tử phải có liên kết bội như $CH_2=CH_2$, $CH_2=CHC_6H_5$, $CH_2=CH-CH=CH_2$... hoặc là vòng kém bền có thể mở ra.

2. Phản ứng trùng ngưng

Trùng ngưng là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ (monome) thành phân tử lớn (polime) đồng thời giải phóng những phân tử nhỏ khác (thí dụ H_2O).

Điều kiện cần về cấu tạo của monome tham gia phản ứng trùng ngưng là trong phân tử phải có ít nhất hai nhóm chức có khả năng phản ứng.

Bài 26. VẬT LIỆU POLIME

I. CHẤT DẺO

1. Khái niệm về chất dẻo và vật liệu polime

Chất dẻo là những vật liệu polime có tính dẻo. Tính dẻo của vật liệu là tính bị biến dạng khi chịu tác dụng của nhiệt, của áp lực bên ngoài và vẫn giữ được sự biến động đó khi thôi tác dụng.

Vật liệu compozit là vật liệu hỗn hợp gồm ít nhất hai thành phần phân tán vào nhau mà không tan vào nhau.

2. Một số polime dùng làm chất dẻo

a) Polietilen (PE): $\left(CH_2 - CH_2 \right)_n$

b) Poli(vinyl clorua) (PVC): $\left(CH_2 - \underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}} \right)_n$

c) Poli (metyl metacrylat): $\left(CH_2 - \overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle COOCH_3}{\underset{|}{C}}}} \right)$

d) Poliphenol–fomanđehit (PPF)

Poli (phenol – fomanđehit) có ba dạng: nhựa novolac, nhựa rezol và nhựa rezit.

II. TƠ

1. Khái niệm

Tơ là những vật liệu polime hình sợi dài và mảnh với độ bền nhất định.

Trong tơ, những phân tử polime có mạch không phân nhánh, sắp xếp song song với nhau. Polime này tương đối rắn; tương đối bền với nhiệt và với các dung môi thông thường; mềm, dai, không độc và có khả năng nhuộm màu.

2. Phân loại

Tơ được phân thành hai loại:

a) Tơ thiên nhiên (sẵn có trong thiên nhiên) như bông, len, tơ tằm.

b) Tơ hoá học (chế tạo bằng phương pháp hoá học)

Tơ hoá học lại được chia thành hai nhóm:

Tơ tổng hợp (chế tạo từ các polime tổng hợp) như các tơ poliamit (nilon, capron), tơ vinylic thế (vinilon, nitron, ...).

Tơ bán tổng hợp hay *tơ nhân tạo* (xuất phát từ polime thiên nhiên nhưng được chế biến thêm bằng phương pháp hoá học) như tơ visco, tơ xenlulozơ axetat.

3. Một số loại tơ tổng hợp thường gặp

a) Tơ nilon–6,6

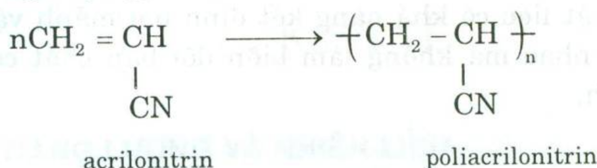
Tơ nilon–6,6 thuộc loại tơ *poliamit*, được điều chế từ hexametylenđiamin $NH_2[CH_2]_6NH_2$ và axit ađipic $HOOC[CH_2]_4COOH$:

$$nH_2N-[CH_2]_6-NH_2 + nHOOC-[CH_2]_4-COOH \xrightarrow{t^0}$$

$$\rightarrow (NH-[CH_2]_6-NHCO-[CH_2]_4-CO)_n + 2nH_2O$$

b) Tơ nitron (hay olon)

Tơ nitron thuộc loại tơ vinylic được tổng hợp từ vinyl xianua (thường được gọi là acrilonitrin):



$$nCH_2=CH(CN) \longrightarrow (CH_2-CH(CN))_n$$

acrilonitrin — poliacrilonitrin

III. CAO SU

1. Khái niệm

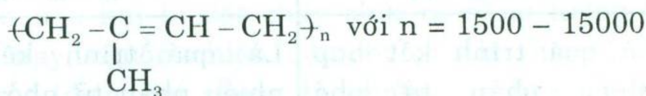
Cao su là loại vật liệu polime có tính đàn hồi.

2. Phân loại

Có hai loại cao su: Cao su thiên nhiên và cao su tổng hợp.

a) Cao su thiên nhiên

Cấu tạo



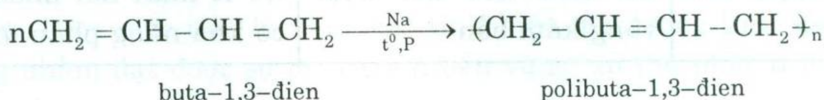
$$(CH_2-C(CH_3)=CH-CH_2)_n \text{ với } n = 1500 - 15000$$

Do có liên kết đôi trong phân tử, cao su thiên nhiên có thể tham gia các phản ứng cộng H_2, HCl, Cl_2, ... và đặc biệt khi tác dụng với lưu huỳnh cho *cao su lưu hoá* có tính đàn hồi, chịu nhiệt, lâu mòn, khó tan trong các dung môi hơn cao su thường.

Bản chất của quá trình lưu hoá (đun nóng ở 150^0C hỗn hợp cao su và lưu huỳnh với tỉ lệ khoảng 97: 3 về khối lượng) là tạo ra cầu nối –S – S– giữa các mạch cao su thành mạng lưới.

b) Cao su tổng hợp.

Cao su buna



$$nCH_2=CH-CH=CH_2 \xrightarrow[t^0,P]{Na} (CH_2-CH=CH-CH_2)_n$$

buta–1,3–đien — polibuta–1,3–đien

Cao su buna –S và buna – N

Khi đồng trùng hợp buta–1,3–đien với stiren $C_6H_5CH=CH_2$ có xúc

tác Na được polime dùng để sản xuất cao su buna –S có tính đàn hồi cao. Tương tự như vậy, khi đồng trùng hợp buta–1,3–đien với acrilonitrin $CH_2 = CH - CN$ có xúc tác Na được polime dùng sản xuất cao su buna –N có tính chống dầu khá cao.

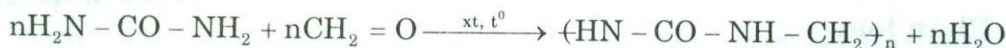
IV. KEO DÁN TỔNG HỢP

Keo dán là loại vật liệu có khả năng kết dính hai mảnh vật liệu rắn giống hoặc khác nhau mà không làm biến đổi bản chất của các vật liệu được kết dính.

Keo dán epoxi

Keo dán epoxi làm từ polime có chứa nhóm epoxi $\underset{\diagdown\ O\ \diagup}{CH_2 - CH} -$

Keo dán ure–fomanđehit



$$nH_2N - CO - NH_2 + nCH_2 = O \xrightarrow{xt,\ t^0} (HN - CO - NH - CH_2)_n + nH_2O$$

V. SO SÁNH HAI LOẠI PHẢN ỨNG ĐIỀU CHẾ POLIME

Mục so sánh	Trùng hợp	Trùng ngưng
Định nghĩa	Là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ giống nhau hoặc tương tự nhau (monome) thành phân tử lớn (polime)	Là quá trình kết hợp nhiều phân tử nhỏ thành phân tử lớn (polime) đồng thời giải phóng những phân tử nhỏ khác (như H_2O, ...)
Quá trình	nMonome → Polime	nMonome → Polime + các phân tử nhỏ khác
Sản phẩm	Polime trùng hợp	Polime trùng ngưng
Điều kiện của monome	Có liên kết đôi hoặc vòng kém bền	Có ít nhất hai nhóm chức có khả năng phản ứng.

Chương 11

HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ PHÁT TRIỂN KINH TẾ, XÃ HỘI, MÔI TRƯỜNG

Bài 27. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ PHÁT TRIỂN KINH TẾ

I. VẤN ĐỀ NĂNG LƯỢNG VÀ NHIÊN LIỆU

1. Năng lượng và nhiên liệu có vai trò quan trọng như thế nào đối với sự phát triển kinh tế

Có nhiều dạng năng lượng khác nhau như: nhiệt năng, hoá năng, điện năng, quang năng,... Từ dạng năng lượng này có thể biến đổi sang dạng năng lượng khác.

Mọi hoạt động của con người đều cần năng lượng: Nhu cầu sử dụng năng lượng của con người gia tăng nhanh chóng cùng với sự phát triển của kinh tế – xã hội.

Nhiên liệu khi bị đốt cháy sinh ra năng lượng (dạng nhiệt năng). Hiện nay, nguồn nhiên liệu chủ yếu là than đá, dầu mỏ và khí tự nhiên... (được gọi chung là nhiên liệu hoá thạch). Nhiên liệu hoá thạch với trữ lượng có hạn trong vỏ trái đất ngày càng cạn kiệt. Bên cạnh chức năng nguồn năng lượng, dầu mỏ và khí thiên nhiên còn là nguyên liệu của ngành công nghiệp hoá học.

Năng lượng và nhiên liệu là yếu tố quan trọng trong việc phát triển nền kinh tế.

2. Những vấn đề đang đặt ra về năng lượng và nhiên liệu

Khai thác và sử dụng nhiên liệu hoá thạch cũng đang tạo ra những vấn đề lớn về môi trường như lún đất, ô nhiễm dầu trên đất, trên biển, ô nhiễm không khí,...

Để đạt được mục tiêu là nâng cao tính hiệu quả trong lĩnh vực năng lượng nhằm đạt được sự phát triển bền vững, xu thế phát triển năng lượng cho tương lai:

– Khai thác và sử dụng nhiên liệu ít gây ô nhiễm môi trường như nhiên liệu hỗn hợp, than đá, than hoá học,... Chế hoá dầu mỏ vẫn

đang là giải pháp quan trọng nhất là cho vấn đề năng lượng và nhiên liệu.

- Phát triển năng lượng hạt nhân: Việc nghiên cứu sử dụng năng lượng hạt nhân đã có lịch sử hơn 40 năm. Năm 2000, tổng công suất điện nguyên tử của toàn thế giới đạt khoảng 500 triệu kW.
- Phát triển thuỷ năng (năng lượng nước): Thuỷ năng được xem là năng lượng sạch. Tổng trữ lượng thuỷ điện trên thế giới khoảng 2,2 triệu MW.
- Sử dụng năng lượng mặt trời là nguồn năng lượng có thể tái sinh không bao giờ cạn kiệt. Dùng hiđro làm nhiên liệu, đây là thứ nhiên liệu sạch lí tưởng, sử dụng trong ngành hàng không, trong du hành vũ trụ, tên lửa, ô tô, luyện kim, hoá chất. Việc sử dụng năng lượng gió cũng đang được chú trọng.
- Sử dụng năng lượng với hiệu quả cao hơn ở từng gia đình, các khu công nghiệp, các công trình công cộng, giao thông. Phát động phong trào tiết kiệm năng lượng sâu rộng, thường xuyên, dùng các sản phẩm tiêu thụ ít năng lượng.

3. Hoá học góp phần giải quyết vấn đề năng lượng và nhiên liệu như thế nào?

- Nghiên cứu sử dụng các nhiên liệu ít ảnh hưởng đến môi trường như dùng hiđro làm nhiên liệu, đây là thứ nhiên liệu sạch, lí tưởng dùng trong hàng không, du hành vũ trụ, tên lửa, luyện kim, hoá chất.
- Nâng cao hiệu quả của các quy trình chế hoá, sử dụng nhiên liệu, quy trình tiết kiệm nhiên liệu.
- Chế tạo vật liệu chất lượng cao cho ngành năng lượng như vật liệu để chế tạo pin mặt trời có hiệu suất cao. Hoá học đóng vai trò cơ bản trong việc tạo ra nhiên liệu hạt nhân là yếu tố quan trọng nhất trong việc phát triển năng lượng hạt nhân.

II. VẤN ĐỀ VẬT LIỆU

1. Vai trò của vật liệu đối với sự phát triển kinh tế

Vật liệu là cơ sở vật chất của sự sinh tồn và phát triển của loài người. Hoá học cùng các ngành khoa học khác đã từng tạo ra các loại vật liệu có thể dẫn tới sự thay đổi lớn lao cho cuộc sống và văn minh nhân loại: Đồ đá, đồ gốm, đồ đồng, đồ sắt rồi thuỷ tinh, gang thép, xi măng, vật liệu hữu cơ cao phân tử, vật liệu tinh thể,... Vật liệu là một cơ sở quan trọng để phát triển nền kinh tế.

2. Vấn đề vật liệu đang đặt ra cho nhân loại

– Kết hợp giữa kết cấu và công dụng.

– Loại hình có tính đa năng.

– Ít nhiễm bẩn.

– Có thể tái sinh.

– Tiết kiệm năng lượng.

– Bền chắc, đẹp.

Để đáp ứng nhu cầu đó, các nhà khoa học hỏi phải tìm kiếm nguyên liệu từ các nguồn chủ yếu là:

– Các loại khoáng chất, dầu mỏ, khí thiên nhiên.

– Không khí, nước.

– Từ các loại động, thực vật, ...

3. Hoá học góp phần giải quyết vấn đề vật liệu cho tương lai

Hoá học kết hợp với các ngành khoa học trong lĩnh vực kĩ thuật vật liệu đang nghiên cứu và khai thức những vật liệu mới có trọng lượng nhẹ, độ bền cao và có công năng đặc biệt.

– Vật liệu compozit (vật liệu gồm chất nền là những polime, chất độn và các chất phụ gia khác). Có độ bền, độ chịu nhiệt,.. cao hơn rất nhiều so với polime nguyên chất. Vật liệu này ngày càng được ứng dụng rộng rãi.

– Vật liệu hỗn hợp chất vô cơ và hợp chất hữu cơ: Dùng chất vô cơ làm chất bổ sung cho vật liệu cao phân tử làm thay đổi tính chất của vật liệu. *Thí dụ* kính thép và loại vật liệu hỗn hợp vô cơ và hữu cơ trong suốt, bền được dùng trong công nghiệp và xây dựng.

– Vật liệu hỗn hợp nano (loại vật liệu được cấu tạo bằng hạt có kích thước cỡ nanomet). Sự tiến bộ của công nghệ sản xuất vật liệu đạt cấp nanomet được đánh giá là sự nhảy vọt về công nghiệp vật liệu đã làm cho nhiều tính năng vật liệu có sự đột biến như: tạo ra độ rắn siêu cao của một số kim loại, tính siêu dẻo của một số gốm, sứ, giảm thấp nhiệt độ nung kết của vật liệu gốm, sứ,...

Con người đã và đang nghiên cứu, chế tạo được nhiều loại vật liệu mới đáp ứng yêu cầu ngày một cao của khoa học– công nghệ và sự phát triển kinh tế – xã hội của nhân loại.

Bài 28. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ XÃ HỘI

I. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ LƯƠNG THỰC, THỰC PHẨM

1. Vai trò của lương thực, thực phẩm đối với con người

Lương thực và thực phẩm được con người sử dụng chứa nhiều loại chất hữu cơ cần thiết để duy trì sức khoẻ. Đó là những cacbohiđat, protein, chất béo, vitamin, nước, các chất khoáng, chất vi lượng.

2. Những vấn đề đang đặt ra cho nhân loại về lương thực, thực phẩm

Như vậy, lương thực và thực phẩm có vai trò rất quan trọng và có tính quyết định đến sự tồn tại hay diệt vong của loài người.

Nhân loại đang đứng trước một thách thức lớn là nền nông nghiệp thế giới phải đảm bảo nuôi sống số dân không ngừng gia tăng trong điều kiện đất canh tác ngày càng bị thu hẹp, khí hậu trái đất nóng lên, thiên tai ngày càng ác liệt. Để giải quyết vấn đề này, thế giới đã có nhiều giải pháp như cuộc "cách mạng xanh", phát triển công nghệ sinh học...

3. Hoá học góp phần giải quyết vấn đề lương thực, thực phẩm

Để góp phần giải quyết vấn đề lương thực, thực phẩm cho nhân loại, Hoá học có những hướng hoạt động chính sau:

- Nghiên cứu và sản xuất các chất có tác dụng bảo vệ và phát triển thực vật, động vật như: sản xuất các loại phân bón hoá học (phân đạm, phân lân, phân kali, phân bón tổng hợp, phân vi lượng,...) ; sản xuất các loại thuốc bảo vệ thực vật (chất diệt cỏ, diệt nấm, trừ sâu,...) ; sản xuất các loại thuốc kích thích sự sinh trưởng, phát triển của cây trồng, vật nuôi.
- Nghiên cứu, sản xuất những hoá chất bảo quản lương thực, thực phẩm để nâng cao chất lượng của lương thực, thực phẩm sau thu hoạch.
- Bằng con đường chế biến thực phẩm theo công nghệ hoá học để nâng cao chất lượng của sản phẩm nông nghiệp hoặc chế biến thực phẩm nhân tạo như tổng hợp chất béo nhân tạo, chuyển hoá dầu (chất béo lỏng) thành mỡ (chất béo rắn), nâng cao hiệu suất chế biến protein từ nguồn protein tự nhiên.

– Vệ sinh an toàn thực phẩm là vấn đề đặc biệt quan trọng, không những ảnh hưởng trực tiếp và thường xuyên đến sức khoẻ người dân, đến sự phát triển giống nòi, mà còn ảnh hưởng trực tiếp đến quá trình sản xuất, xuất khẩu hàng hoá và uy tín quốc gia.

Ngộ độc thực phẩm do nhiều nguyên nhân, chẳng hạn như ngộ độc thực phẩm do hoá chất, đường lây nhiễm thường do:

Hoá chất bảo vệ thực vật còn tồn dư (nhiều nhất là trên rau quả).

Các kim loại nặng có trong đất, nước ngấm vào cây quả, rau củ, thuỷ sản.

Sử dụng phụ gia thực phẩm không đúng quy định.

Sử dụng thức ăn đã lạm dụng chất kích thích sinh trưởng trong chăn nuôi gây tồn dư hoá chất, homon trong thịt, cá có thể gây ngộ độc cho người sử dụng.

Hướng dẫn để mọi người sử dụng đúng quy trình vệ sinh an toàn thực phẩm cũng là vấn đề rất quan trọng trong việc giải quyết vấn đề lương thực, thực phẩm.

II. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ MAY MẶC

1. Vai trò của vấn đề may mặc với cuộc sống con người

Nhu cầu về may mặc là một trong những nhu cầu chủ yếu của con người.

– Tơ tự nhiên chế tạo từ bông, lông thú.

– Tơ nhân tạo được sản xuất các polime tự nhiên, như từ xenlulozơ chế biến bằng các con đường hoá học tạo thành tơ visco, tơ xenlulozơ axetat.

– Tơ tổng hợp được sản xuất từ các polime không có sẵn trong tự nhiên, mà do con người tổng hợp bằng phương pháp hoá học như tơ nilon, tơ capron,.. Tơ tổng hợp (tơ hoá học) có những đặc điểm nổi bật là dai, đàn hồi, ít thấm nước, mềm mại, nhẹ, đẹp,...; tơ hoá học được sản xuất hoàn toàn trong các nhà máy không cần đến diện tích đất để trồng cây nguyên liệu.

2. Hoá học góp phần giải quyết những vấn đề may mặc cho nhân loại

Để đáp ứng nhu cầu may mặc ngày càng cao của con người, hoá học cùng các ngành khoa học khác tập trung giải quyết vấn đề may mặc theo hướng:

– Nâng cao chất lượng, sản lượng các loại tơ hoá học, tơ tổng hợp. Nghiên cứu chế tạo ra nhiều loại tơ có những tính năng đặc biệt, đáp ứng nhu cầu ngày càng cao về may mặc của con người.

– Nghiên cứu, chế tạo nhiều loại thuốc nhuộm, chất phụ gia làm cho màu sắc các loại tơ vải thêm rực rỡ, thêm đẹp, tính năng thêm đa dạng.

III. HOÁ HỌC VỚI VIỆC BẢO VỆ SỨC KHOẺ CON NGƯỜI

Ngành hoá học dược phẩm (hoá dược) là một ngành sản xuất có liên quan đến an toàn sức khoẻ cho cả cộng đồng. Hoá dược đã chế tạo được hàng chục nghìn dược phẩm khác nhau đáp ứng nhu cầu phòng chữa bệnh và nâng cao sức khoẻ con người. Về nguồn gốc dược phẩm có hai loại.

– Dược phẩm có nguồn gốc từ động, thực vật.

– Dược phẩm có nguồn gốc từ những hợp chất hoá học do con người tổng hợp nên.

* Dược phẩm bao gồm: Thuốc kháng sinh, thuốc chữa bệnh, vacxin, vitamin, thuốc giảm đau, thuốc tăng cường thể lực,..

Bài 29. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ MÔI TRƯỜNG

I. HOÁ HỌC VÀ VẤN ĐỀ Ô NHIỄM MÔI TRƯỜNG

Ô nhiễm môi trường là sự làm thay đổi tính chất của môi trường, vi phạm tiêu chuẩn môi trường. Chất gây ô nhiễm môi trường là những nhân tố làm cho môi trường trở thành độc hại.

1. Ô nhiễm môi trường không khí

Ô nhiễm không khí là sự có mặt của các chất lạ hoặc sự biến đổi quan trọng trong thành phần không khí, làm cho nó không sạch, có bụi, có mùi khó chịu, làm giảm tầm nhìn,..

a) Nguyên nhân gây ô nhiễm

Có hai nguồn cơ bản gây ô nhiễm môi trường không khí:

– Nguồn gây ô nhiễm do thiên nhiên.

– Nguồn do hoạt động của con người.

Nguồn gây ô nhiễm do con người chủ yếu tạo ra từ:

+ Khí thải công nghiệp: Do quá trình đốt nhiên liệu và sự rò rỉ, thất thoát khí độc trong quá trình sản xuất. Các chất thải công nghiệp thường có nồng độ cao.

+ Khí thải do hoạt động giao thông vận tải, các chất khí độc hại phát sinh trong quá trình đốt cháy nhiên liệu của động cơ, kèm theo bụi và tiếng ồn làm ô nhiễm không khí trên các tuyến giao thông.

+ Khí thải do sinh hoạt: Chủ yếu phát sinh từ đun nấu, lò sưởi do sử dụng nhiên liệu kém chất lượng, nguồn thải các khí độc nhỏ nhưng phân bố dày đặc, cục bộ trong từng không gian hẹp nên gây độc hại trực tiếp đến con người.

Các chất gây ô nhiễm không khí như: CO, CO_2, SO_2, H_2S, NO_x, CFC (cloroflorocacbon), các chất bụi,...

b) Tác hại của ô nhiễm không khí

Tác hại của ô nhiễm không khí là rất lớn.

– Trước hết là "hiệu ứng nhà kính" gây ra do sự tăng nồng độ CO_2, NO_2, CH_4, O_3, CFC,.. làm cho nhiệt độ của Trái đất nóng lên. Mặt trái của "hiệu ứng nhà kính" là gây ra sự khác thường về khí hậu, gây hạn hán, lũ lụt, ảnh hưởng đến môi trường sinh thái và cuộc sống con người.

– Ảnh hưởng không tốt đến sức khoẻ con người: Gây ra bệnh tật, đặc biệt là các bệnh về phổi, tim. Không khí bị ô nhiễm nặng có thể gây ra tử vong cho con người.

– Ảnh hưởng đến sự sinh trưởng và phát triển của động, thực vật: Khí SO_2 đặc biệt có hại đối với cây lúa mạch, cây bông, cây thông, các loại hoa, cây ăn quả (cam quýt rất mẫn cảm với Cl_2,...)

Phá huỷ tầng ozon là lá chắn tia cực tím cho Trái đất, gây ra nhiều tác hại cho sinh vật và sức khoẻ con người.

– Ô nhiễm không khí có thể tạo ra mưa axit gây tác hại rất lớn đối với cây trồng, sinh vật sống trong ao, sông ngòi, phá huỷ các công trình xây dựng, các tượng đài, các di tích lịch sử văn hoá...

2. Ô nhiễm môi trường nước

Sự ô nhiễm môi trường nước là sự thay đổi thành phần và tính chất của nước gây ảnh hưởng đến hoạt động sống bình thường của con người và sinh vật.

Sự ô nhiễm môi trường nước có thể có nguồn gốc tự nhiên hoặc nhân tạo.

– Ô nhiễm nước có nguồn gốc tự nhiên là do mưa, tuyết tan, gió bão, lũ lụt,... Nước mưa rơi xuống mặt đất, mái nhà, đường phố, đồng ruộng, khu công nghiệp,... kéo theo các chất bẩn xuống sông, ao, hồ gây ô nhiễm môi trường nước.

– Sự ô nhiễm có nguồn gốc nhân tạo chủ yếu do nước thải từ các vùng dân cư, khu công nghiệp, hoạt động giao thông, phân bón, thuốc trừ sâu, diệt cỏ trong sản xuất nông nghiệp vào môi trường nước.

Các dạng gây ô nhiễm môi trường nước có thể diễn ra thường xuyên hoặc tức thời do các sự cố rủi ro, hay đột biến của thiên nhiên.

Tác nhân hoá học gây ô nhiễm môi trường nước bao gồm các ion của kim loại nặng, các anion $NO_3^-, PO_4^{3-}; SO_4^{2-}$, thuốc bảo vệ thực vật và phân bón hoá học.

– Các ion của kim loại: Trong tiêu chuẩn chất lượng nước, nồng độ các nguyên tố kim loại nặng như Hg, Pb, Cu, Mn,.. được quan tâm hàng đầu. Một số nguyên tố như Hg, As,... rất độc đối với sinh vật kể cả ở nồng độ rất thấp.

– Các anion $NO_3^-, PO_4^{3-}; SO_4^{2-}$ ở nồng độ cao gây ra ô nhiễm môi trường nước, gây ra các biến đổi sinh hoá trong cơ thể sinh vật và người.

– Thuốc bảo vệ thực vật, phân bón hoá học: Trong sản xuất nông nghiệp, một lượng lớn phân bón hoá học, thuốc bảo vệ thực vật sẽ bị ngấm vào nước ruộng, ao, hồ, sông, ngòi, lan truyền và tích luỹ làm ô nhiễm môi trường nước.

3. Ô nhiễm môi trường đất

Đất là một hệ sinh thái, bình thường hệ sinh thái đất ở trạng thái cân bằng. Tuy nhiên, khi có mặt một số chất và hàm lượng của chúng vượt quá giới hạn thì hệ sinh thái đất sẽ mất cân bằng và môi trường đất bị ô nhiễm.

Nguồn gây ô nhiễm môi trường đất có thể do:

– Nguồn gốc do tự nhiên: núi lửa, ngập úng, đất bị mặn do thuỷ triều xâm nhập, đất bị vùi lấp do cát,...

– Nguồn gốc do con người: Có thể phân loại theo các tác nhân gây ô nhiễm: tác nhân hoá học, tác nhân vật lí, tác nhân sinh học.

Tác nhân hoá học gây nên ô nhiễm môi trường đất tạo ra từ chất thải nông nghiệp, như sử dụng phân bón hoá học, chất bảo vệ thực vật và chất kích thích sinh trưởng, chất thải sinh hoạt,...

Ô nhiễm đất do kim loại nặng là nguồn ô nhiễm nguy hiểm đối với hệ sinh thát đất. Trong thực tế, kim loại nặng với hàm lượng thích hợp rất cần cho sự sinh trưởng và phát triển của động, thực vật và con người, nhưng nếu chúng bị tích luỹ nhiều trong đất thì rất độc hại.

Ô nhiễm môi trường đất gây ra những tổn hại lớn trong đời sống và sản xuất.

II. HOÁ HỌC VỚI VẤN ĐỀ PHÒNG CHỐNG Ô NHIỄM MÔI TRƯỜNG

1. Vai trò của hoá học trong việc xử lí chất gây ô nhiễm môi trường

– Có nhiều phương pháp khác nhau để xử lí chất gây ô nhiễm môi trường. Nhưng nguyên tắc chung là phải sử dụng các biện pháp phù hợp với thành phần các chất gây ô nhiễm cần xử lí, phù hợp với từng lĩnh vực, phạm vi cần xử lí, chẳng hạn:

Trong sản xuất nông nghiệp: Để hạn chế tác dụng gây ô nhiễm môi trường cần phải sử dụng phân hoá học, thuốc bảo vệ thực vật, chất kích thích đúng quy định, đúng quy trình.

Trong sản xuất công nghiệp: Phải tuân thủ quy trình xử lí chất thải, như xử lí khói bụi, xử lí nước thải của các nhà máy trước khi thải ra sông ngòi, hồ ao, biển.

Trong các cơ sở nghiên cứu, phòng thí nghiệm trường học: Phải xử lí, phân loại các chất thải sau khi thí nghiệm để xử lí trước khi thải ra môi trường.

Trong các khu dân cư đô thị, rác thải phải được thu gom, phân loại, xử lí để thu hồi, tái chế, chống ô nhiễm môi trường.

– Một số phương pháp xử lí chất thải gây ô nhiễm môi trường:

– *Phương pháp hấp thụ:* Nguyên tắc cơ bản của phương pháp này là hấp thụ khí thải bằng bước, dung dịch xút hoặc dung dịch axit trong tháp hấp thụ, sau đó tái sinh hoặc không không tái sinh dung dịch đã hấp thụ.

Phương pháp hấp thụ trong than bùn, phân rã, đất xốp, than hoạt tính: Nguyên tắc của phương pháp này là chất thải có các chất gây ô nhiễm được hấp thụ trong lớp đệm than bùn, đất xốp,.. sau đó phân huỷ bằng phương pháp sinh hoá.

Phương pháp oxi hoá – khử: Người ta cho luồng khí thải qua dung dịch axit sunfuric để hấp thụ amin, amoniac, rồi cho luồng khí qua dung dịch kiềm để hấp thụ axit cacboxylic, axit béo, phenol. Sau đó cho luồng khí qua dung dịch natri hipoclorit để oxi hoá anđehit, H_2S, xeton,...

Phần III. HOÁ HỌC ĐẠI CƯƠNG

Chương 1

NGUYÊN TỬ

Bài 1. THÀNH PHẦN NGUYÊN TỬ

I. THÀNH PHẦN CẤU TẠO CỦA NGUYÊN TỬ

1. Electron

Người ta gọi những hạt tạo thành tia âm cực là các electron, kí hiệu là e.

Tia cực âm có các đặc tính sau:

– Trên đường đi của nó, nếu ta đặt một chong chóng nhẹ thì chong chóng bị quay. Điều đó cho thấy tia âm cực là chùm hạt vật chất có khối lượng và chuyển động với vận tốc lớn.

– Khi không có tác dụng của điện trường và từ trường thì tia âm cực truyền thẳng.

– Khi cho tia âm cực đi vào giữa hai bản điện cực mang điện tích trái dấu, tia âm cực lệch về phía cực dương. Điều đó chứng tỏ tia âm cực là chùm hạt mang điện tích âm.

Xung quanh hạt nhân có các electron tạo nên vỏ nguyên tử. Để nguyên tử trung hoà về điện, số đơn vị điện tích dương của hạt nhân đúng bằng số electron quay xung quanh hạt nhân.

Vị khối lượng của các electron rất nhỏ nên khối lượng nguyên tử hầu như tập trung ở hạt nhân.

2. Hạt nhân nguyên tử

Hạt nhân nguyên tử được tạo thành bởi các proton và nơtron. Vì nơtron không mang điện, số proton trong hạt nhân phải bằng số đơn vị điện tích dương của hạt nhân và bằng số electron quay xung quanh hạt nhân.

II. KÍCH THƯỚC VÀ KHỐI LƯỢNG CỦA NGUYÊN TỬ

Để biểu thị khối lượng của nguyên tử, phân tử và các hạt proton, nơtron, electron người ta phải dùng đơn vị khối lượng nguyên tử. Kí hiệu là u, u còn được gọi là đvC.

1 u bằng $\frac{1}{12}$ khối lượng của một nguyên tử đồng vị cacbon 12.

Nguyên tử cacbon này có khối lượng là 19,9265. 10^{-27}kg.

$$1u = \frac{19,9265.10^{-27}kg}{12} = 1,6605.10^{-27}kg$$

Bảng: Khối lượng và điện tích của các hạt tạo nên nguyên tử.

Đặc tính hạt	Vỏ nguyên tử	Hạt nhân	
	electron (e)	proton (p)	nơtron (n)
Điện tích q	$q_e = -1,602.10^{-19}C$ $= -e_0 = 1-$	$q_p = 1,602.10^{-19}C$ $c = e_0 = 1+$	$q_n = 0$
Khối lượng m	$m_e = 9,1094.10^{-31}kg$ $m_e = 0,00055u$	$m_p = 1,6726.10^{-27}kg$ $m_p = 1u$	$m_n = 1,6748.10^{-27}kg$ $m_n = 1u$

Bài 2. HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC. ĐỒNG VỊ

I. HẠT NHÂN NGUYÊN TỬ

1. Điện tích hạt nhân

Proton mang điện tích 1+, nếu hạt nhân có Z proton thì điện tích của hạt nhân bằng Z+ và số đơn vị điện tích hạt nhân bằng Z.

Nguyên tử trung hoà về điện nên số proton trong hạt nhân bằng số electron của nguyên tử. Vậy trong nguyên tử:

Số đơn vị điện tích hạt nhân Z = số proton = số electron

2. Số khối

Số khối (kí hiệu là A) là tổng số hạt proton (kí hiệu là Z) và tổng số hạt nơtron (kí hiệu là N) của hạt nhân đó: $A = Z + N$

II. NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Định nghĩa

Nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân.

Thí dụ: Tất cả các nguyên tử có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân là 11 đều thuộc nguyên tố natri. Chúng đều có 11 proton và 11 electron.

2. Số hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử của một nguyên tố được gọi là số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó, kí hiệu là Z.

3. Kí hiệu nguyên tử

Số đơn vị điện tích hạt nhân và số khối được coi là những đặc trưng cơ bản của nguyên tử. Để kí hiệu nguyên tử, người ta thường đặt kí hiệu các chỉ số đặc trưng ở bên trái kí hiệu nguyên tố X với số khối A ở phía trên, số hiệu nguyên tử Z ở phía dưới: ${}_{Z}^{A}X$.

III. ĐỒNG VỊ

Các đồng vị của cùng một nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng số proton nhưng khác nhau về số nơtron, do đó số khối A của chúng khác nhau.

Các đồng vị được xếp vào cùng một vị trí (ô nguyên tố) trong bảng tuần hoàn.

IV. NGUYÊN TỬ KHỐI VÀ NGUYÊN TỬ KHỐI TRUNG BÌNH CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Nguyên tử khối

Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của nguyên tử.

Nguyên tử khối của một nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử.

Như vậy: Nguyên tử khối coi như bằng số khối (khi không cần độ chính xác cao).

2. Nguyên tử khối trung bình

Giả sử một nguyên tố có hai đồng vị là X và Y: X là nguyên tử khối của đồng vị X: Y là nguyên tử khối của đồng vị Y: a là phần trăm số

nguyên tử của đồng vị X: b là phần trăm số nguyên tử của đồng vị Y. Công thức tính nguyên tử khối trung bình $\overline{A}$ là:

$$\overline{A} = \frac{aX + bY}{100}$$

Bài 3. CẤU TẠO VỎ NGUYÊN TỬ

I. SỰ CHUYỂN ĐỘNG CỦA CÁC ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ

Ngày nay, người ta đã biết các electron chuyển động rất nhanh (tốc độ hàng nghìn km/s) trong khu vực xung quanh hạt nhân nguyên tử không theo những quỹ đạo xác định tạo nên vỏ nguyên tử.

II. LỚP ELECTRON VÀ PHÂN LỚP ELECTRON

1. Lớp electron

Các electron trên cùng một lớp có mức năng lượng gần bằng nhau.

Xếp theo thứ tự mức năng lượng từ thấp đến cao, các lớp electron này được ghi bằng các số nguyên theo thứ tự n = 1, 2, 3, 4, ... với tên gọi: K, L, M, N...

n =	1	2	3	4	...
Tên lớp	K	L	M	N	...

2. Phân lớp electron

Mỗi lớp electron lại chia thành các phân lớp.

Các electron trên cùng một phân lớp có mức năng lượng bằng nhau.

Các phân lớp được kí hiệu bằng các chữ cái thường s, p, d, f

Số phân lớp trong mỗi lớp bằng số thứ tự của lớp đó.

III. SỐ ELECTRON TỐI ĐA TRONG MỘT PHÂN LỚP, MỘT LỚP

Số electron tối đa trong một phân lớp như sau:

– Phân lớp s chứa tối đa 2 electron

– Phân lớp p chứa tối đa 6 electron

– Phân lớp d chứa tối đa 10 electron

– Phân lớp f chứa tối đa 14 electron

Phân lớp electron đã có đủ số electron tối đa gọi là phân lớp electron bão hoà.

Số electron tối đa của lớp thứ n là $2n^2$

Lớp electron đã có đủ số electron tối đa gọi là lớp electron bão hoà.

Số electron tối đa trong các lớp và các phân lớp (n = 1 đến 3)

Lớp electron	Số electron tối đa của lớp	Phân bố electron trên các phân lớp
Lớp K (n = 1)	2	$1s^2$
Lớp L (n = 2)	8	$2s^2 2p^6$
Lớp M (n = 3)	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$

Bài 4. CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

I. THỨ TỰ CÁC MỨC NĂNG LƯỢNG TRONG NGUYÊN TỬ

Từ trong ra ngoài, mức năng lượng của các lớp tăng theo thứ tự từ 1 đến 7 và năng lượng của phân lớp tăng theo thứ tự s, p, d, f.

Sau đây là thứ tự sắp xếp các phân lớp theo chiều tăng của năng lượng được xác định bằng thực nghiệm và lí thuyết: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s...

Khi điện tích hạt nhân tăng, có sự chèn mức năng lượng nên mức năng lượng 4s thấp hơn 3d.

II. CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ

1. Cấu hình electron nguyên tử

Cấu hình electron nguyên tử biểu diễn sự phân bố electron trên các phân lớp thuộc các lớp khác nhau.

Người ta quy ước cách viết cấu hình electron nguyên tử như sau:

– Số thứ tự lớp electron được ghi bằng số (1, 2, 3...)

– Phân lớp được ghi bằng các chữ cái thường (s, p, d, f).

– Số electron trong một phân lớp được ghi bằng số ở phía trên bên phải của phân lớp (s^2, p^6, ...).

Nguyên tố s là những nguyên tố mà nguyên tử có lớp electron cuối cùng được điền vào phân lớp s.

Nguyên tố p là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp p.

Nguyên tố d là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp d.

Nguyên tố f là những nguyên tố mà nguyên tử có electron cuối cùng được điền vào phân lớp f.

3. Đặc điểm của lớp electron ngoài cùng

- Đối với nguyên tử của tất cả các nguyên tố, lớp electron ngoài cùng có nhiều nhất là 8 electron.
- Các nguyên tử có 8 electron ở lớp electron ngoài cùng (ns^2np^6) và nguyên tử heli ($1s^2$) không tham gia vào các phản ứng hoá học (trừ trong một số điều kiện đặc biệt) vì cấu hình electron của các nguyên tử này rất bền. Đó là các nguyên tử của nguyên tố khí hiếm. Trong tự nhiên, phân tử khí hiếm chỉ có một nguyên tử.
- Các nguyên tử có 1, 2, 3 electron ở lớp ngoài cùng dễ nhường electron là nguyên tử của các nguyên tố kim loại (trừ H, He và B).
- Các nguyên tử có 5, 6, 7 electron ở lớp ngoài cùng dễ nhận electron thường là nguyên tử của nguyên tố phi kim.
- Các nguyên tử có 4 electron ngoài cùng có thể là nguyên tử của nguyên tố kim loại hoặc phi kim (xem bảng tuần hoàn).

Như vậy, khi biết cấu hình electron của nguyên tử có thể dự đoán được loại nguyên tố.

Chương 2
BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

Bài 5. BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

I. NGUYÊN TẮC SẮP XẾP CÁC NGUYÊN TỐ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

1. Các nguyên tố được sắp xếp theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân nguyên tử.

2. Các nguyên tố có cùng số lớp electron trong nguyên tử được xếp thành một hàng.

3. Các nguyên tố có số electron hoá trị trong nguyên tử như nhau được xếp thành một cột.

II. CẤU TẠO BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Ô nguyên tử

Mỗi nguyên tố hoá học được xếp vào một ô của bảng, gọi là ô nguyên tố.

Số thứ tự của ô nguyên tố đúng bằng số hiệu nguyên tử của nguyên tố đó.

2. Chu kì

Chu kì là dãy các nguyên tố mà nguyên tử của chúng có cùng số lớp electron được xếp theo chiều điện tích hạt nhân tăng dần.

Chu kì thường bắt đầu bằng một kim loại kiềm và kết thúc bằng một khí hiếm (trừ chu kì 1 và chu kì 7 chưa hoàn thành).

Bảng tuần hoàn gồm 7 chu kì. Các chu kì được đánh số từ 1 đến 7.

Số thứ tự của chu kì bằng số lớp electron trong nguyên tử.

Các chu kì 1, 2, 3 được gọi là các chu kì nhỏ

Các chu kì 4, 5, 6, 7 được gọi là các chu kì lớn.

3. Nhóm nguyên tố

Nhóm nguyên tố là tập hợp các nguyên tố mà nguyên tử có cấu hình electron tương tự nhau, do đó có tính chất hoá học gần giống nhau và được xếp thành một cột.

Nguyên tử các nguyên tố trong cùng một nhóm có số electron hoá trị bằng nhau và bằng số thứ tự của nhóm (trừ hai cột cuối của nhóm VIIIB).

Nhóm A bao gồm các nguyên tố s và nguyên tố p

- Khối các nguyên tố d gồm các nguyên tố thuộc các nhóm B.
- Khối nguyên tố f gồm các nguyên tố xếp ở hai hàng cuối bảng.

Nhóm B bao gồm các nguyên tố d và nguyên tố f.

Bài 6. SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

I. SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố trong cùng một nhóm A được lặp đi lặp lại sau mỗi chu kì, ta nói rằng: Chúng biến đổi một cách tuần hoàn.

Sự biến đổi tuần hoàn về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố khi điện tích hạt nhân tăng dần chính là nguyên nhân của sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố.

1. Cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố nhóm A

a) Nguyên tử các nguyên tố trong cùng một nhóm A có cùng số electron lớp ngoài cùng. Chính sự giống nhau về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử là nguyên nhân của sự giống nhau về tính chất hoá học của các nguyên tố trong cùng một nhóm A.

b) Số thứ tự của nhóm (IA, IIA,...) cho biết số electron ở lớp ngoài cùng và đồng thời cũng là số electron hoá trị trong nguyên tử của các nguyên tố đó.

2. Một số nhóm A tiêu biểu

a) Nhóm VIIIA là nhóm khí hiếm, gồm các nguyên tố: Heli, neon, agon, kripton, xenon và radon.

Nguyên tử của các nguyên tố trong nhóm (trừ heli) đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng (cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^2np^6). Đó là cấu hình electron bền vững.

b) Nhóm IA là nhóm kim loại kiềm gồm các nguyên tố: Liti, natri, kali, rubiđi, xesi (ngoài ra còn có nguyên tố phóng xạ franxi).

Nguyên tử của các nguyên tố kim loại kiềm chỉ có 1 electron ở lớp ngoài cùng (cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^1). Vì vậy, trong các phản ứng hoá học, nguyên tử của các nguyên tố kim loại kiềm có khuynh hướng nhường đi 1 electron để đạt đến cấu hình electron bền vững của khí hiếm. Do đó, trong các hợp chất, các nguyên tố kim loại kiềm chỉ có hoá trị 1.

c) Nhóm VIIA là nhóm halogen, gồm các nguyên tố: flo, clo, brom, iot (ngoài ra còn có nguyên tố phóng xạ atatin).

Nguyên tử của các nguyên tố halogen có 7 electron ở lớp ngoài cùng (cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^2np^5). Vì vậy, trong các phản ứng hoá học, các nguyên tử halogen có khuynh hướng thu thêm 1 electron để đạt đến cấu hình electron bền vững của khí hiếm. Do đó, trong các hợp chất với nguyên tố kim loại, các nguyên tố halogen có hoá trị 1.

Bài 7. SỰ BIẾN ĐỔI TUẦN HOÀN TÍNH CHẤT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

I. TÍNH KIM LOẠI, TÍNH PHI KIM

Tính kim loại là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ mất electron để trở thành ion dương. Nguyên tử càng dễ mất electron, tính kim loại của nguyên tố càng mạnh.

Tính phi kim là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó dễ thu electron để trở thành ion âm. Nguyên tử càng dễ thu electron thì tính phi kim của nguyên tố càng mạnh.

1. Sự biến đổi tính chất trong một chu kì

Trong một chu kì, theo chiều tăng dần của điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố yếu dần, đồng thời tính phi kim mạnh dần.

Trong một chu kì, khi đi từ trái sang phải, điện tích hạt nhân tăng dần nhưng số lớp electron của nguyên tử các nguyên tố bằng nhau, do đó lực hút của hạt nhân với các electron lớp ngoài cùng tăng lên làm cho bán

kính nguyên tử giảm dần nên khả năng dễ nhường electron (đặc trưng cho tính kim loại của nguyên tố) giảm dần, đồng thời khả năng thu electron (đặc trưng cho tính phi kim của nguyên tố) tăng dần.

2. Sự biến đổi tính chất trong một nhóm A

Trong một nhóm A, theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính kim loại của các nguyên tố mạnh dần, đồng thời tính phi kim yếu dần.

Quy luật đó được lặp lại đối với các nhóm A khác và được giải thích như sau: Trong một nhóm A, theo chiều từ trên xuống dưới, điện tích hạt nhân tăng nhưng đồng thời số lớp electron cũng tăng bán kính nguyên tử các nguyên tố tăng nhanh và chiếm ưu thế hơn nên khả năng nhường electron của các nguyên tố giảm – tính phi kim giảm.

3. Độ âm điện

a) Khái niệm.

Độ âm điện của một nguyên tử đặc trưng cho khả năng hút electron của nguyên tử đó khi hình thành liên kết hoá học.

b) Sự biến đổi độ âm điện.

Trong một chu kì, khi đi từ trái sang phải theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, giá trị độ âm điện của các nguyên tử nói chung tăng dần.

Trong một nhóm A, khi đi từ trên xuống dưới theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, giá trị độ âm điện của các nguyên tử nói chung giảm dần.

II. HOÁ TRỊ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ

Trong một chu kì, đi từ trái sang phải, hoá trị cao nhất của các nguyên tố trong hợp chất với oxi tăng lần lượt từ 1 đến 7, còn hoá trị của các phi kim trong hợp chất với hiđro giảm từ 4 đến 1.

III. OXIT VÀ HIĐROXIT CỦA CÁC NGUYÊN TỐ NHÓM A THUỘC CÙNG CHU KÌ

Trong một chu kì, đi từ trái sang phải theo chiều tăng của điện tích hạt nhân, tính bazơ của các oxit và hiđroxit tương ứng yếu dần, đồng thời tính axit của chúng mạnh dần.

IV. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

Tính chất của các nguyên tố và đơn chất, cũng như thành phần và tính chất của các hợp chất tạo nên từ các nguyên tố đó biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

Chương 3
LIÊN KẾT HOÁ HỌC

Bài 8. LIÊN KẾT ION – TINH THỂ ION

I. SỰ HÌNH THÀNH ION, CATION, ANION

1. Ion, cation, anion.

a) Nguyên tử trung hoà về điện. Khi nguyên tử nhường hay nhận electron, nó trở thành phân tử mang điện gọi là ion.

b) Trong các phản ứng hoá học, để đạt cấu hình electron bền của khí hiếm (lớp ngoài cùng có 8 electron hay 2 electron ở heli) nguyên tử kim loại có khuynh hướng nhường electron cho nguyên tử các nguyên tố khác để trở thành **ion dương** gọi là **cation**

c) Trong các phản ứng hoá học, để đạt cấu hình electron bền của khí hiếm, nguyên tử phi kim có khuynh hướng nhận electron từ nguyên tử các nguyên tố khác trở thành **ion âm**, gọi là **anion**

2. Ion đơn nguyên tử và ion đa nguyên tử

a) **Ion đơn nguyên tử** là các ion tạo nên từ một nguyên tử. *Thí dụ:* cation Li^+, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} và anion F^-, S^{2-}.

b) **Ion đa nguyên tử** là những nhóm nguyên tử mang điện tích dương hay âm.

Thí dụ: cation amoni NH_4^+, anion hiđroxit OH^-, anion sunfat SO_4^{2-}.

II. LIÊN KẾT ION

Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu.

III. TINH THỂ ION

1. Tinh thể NaCl

Ở tinh thể rắn NaCl tồn tại dưới dạng tinh thể ion. Trong mạng tinh thể NaCl, các ion Na^+ và Cl^- được phân bố luân phiên đều đặn trên các đỉnh của các hình lập phương nhỏ. Xung quanh mỗi ion đều có 6 ion ngược dấu gần nhất.

2. Tính chất chung của hợp chất ion

Tinh thể ion rất bền vững vì lực hút tĩnh điện giữa các ion ngược dấu trong tinh thể ion rất lớn. Các hợp chất ion đều khá rắn, khó bay hơi, khó nóng chảy.

Các hợp chất ion thường tan nhiều trong nước. Khi nóng chảy và khi hoà tan trong nước, chúng dẫn điện, còn ở trạng thái rắn thì không dẫn điện.

Bài 9. LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

I. SỰ HÌNH THÀNH LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

1. Liên kết cộng hoá trị hình thành giữa các nguyên tử giống nhau

Sự hình thành đơn chất.

a) Sự hình thành phân tử hiđro (H_2)

Mỗi chấm bên kí hiệu nguyên tố biểu diễn một electron ở lớp ngoài cùng.

H: H được gọi là công thức electron, thay hai chấm bằng 1 gạch, ta có H – H gọi là công thức cấu tạo. Giữa 2 nguyên tử hiđro có 1 cặp electron liên kết biểu thị bằng một gạch (–), đó là liên kết đơn.

b) Sự hình thành phân tử nitơ (N_2)

Hai nguyên tử N liên kết với nhau bằng 3 cặp electron liên kết biểu thị ba gạch (≡) đó là liên kết 3.

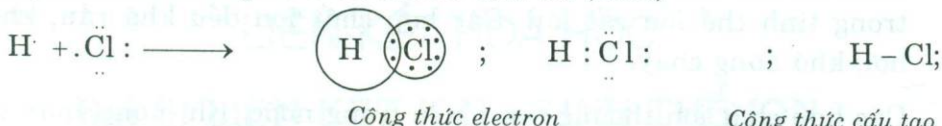
Liên kết cộng hoá trị là liên kết được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

Mỗi cặp electron chung tạo nên một liên kết cộng hoá trị.

Các phân tử H_2, N_2 tạo nên từ hai nguyên tử của cùng một nguyên tố (có độ âm điện như nhau), nên các cặp electron chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào. Do đó, liên kết trong các phân tử đó không bị phân cực. Đó là liên kết cộng hoá trị không cực.

2. Liên kết giữa các nguyên tử khác nhau. Sự hình thành hợp chất

a) Sự hình thành phân tử hiđro clorua (HCl)



Công thức electron — Công thức cấu tạo

Trong công thức electron của phân tử có cực, người ta đặt cặp electron chung lệch về phía kí hiệu của nguyên tử có độ âm điện lớn hơn.

Thí dụ: H :Cl

Liên kết cộng hoá trị trong đó cặp electron chung bị lệch về phía một nguyên tử được gọi là liên kết cộng hoá trị có cực hay liên kết cộng hoá trị phân cực.

b) Sự hình thành phân tử khí cacbon đioxit (CO_2) (có cấu tạo thẳng)

Công thức electron Công thức cấu tạo

Độ âm điện của oxi (3,44) lớn hơn độ âm điện của C (2,55) nên cặp electron chung lệch về phía oxi. Liên kết giữa nguyên tử oxi và cacbon là phân cực, nhưng phân tử CO_2 cấu tạo thẳng nên hai liên kết đôi phân cực (C = O) triệt tiêu nhau, kết quả là phân tử này không bị phân cực.

3. Tính chất của các chất có liên kết cộng hoá trị

Các chất mà phân tử chỉ có liên kết cộng hoá trị có thể là chất rắn như đường, lưu huỳnh, iot... Có thể là chất lỏng như: nước, ancol ... hoặc chất khí như khí cacbonic, clo, hiđro,... Các chất có cực như etanol (rượu etylic), đường, ... tan nhiều trong dung môi có cực như nước. Phần lớn các chất không cực như lưu huỳnh, iot, các chất hữu cơ không cực tan trong dung môi không cực như benzen, cacbon tetraclorua...

Nói chung, các chất chỉ có liên kết cộng hoá trị không cực không dẫn điện ở mọi trạng thái.

II. ĐỘ ÂM ĐIỆN VÀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC

Hiệu độ âm điện	Loại liên kết
Từ 0,0 đến < 0,4	Liên kết cộng hoá trị không cực
Từ 0,4 đến < 1,7	Liên kết cộng hoá trị có cực
≥ 1,7	Liên kết ion

Bài 10. TINH THỂ NGUYÊN TỬ VÀ TINH THỂ PHÂN TỬ

I. TINH THỂ NGUYÊN TỬ

1. Tinh thể nguyên tử

Tinh thể nguyên tử cấu tạo từ những nguyên tử được sắp xếp một cách đều đặn, theo một trật tự nhất định trong không gian tạo thành một mạng tinh thể. Ở các điểm nút của mạng tinh thể là những nguyên tử liên kết với nhau bằng các liên kết cộng hoá trị.

Kim cương, một dạng thù hình của cacbon, thuộc loại tinh thể nguyên tử.

2. Tính chất chung của tinh thể nguyên tử

Lực liên kết cộng hoá trị trong tinh thể nguyên tử rất lớn. Vì vậy, tinh thể nguyên tử bền vững, rất cứng, nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi khá cao.

Kim cương có độ cứng lớn nhất so với các tinh thể đã biết nên được quy ước có độ cứng là 10 đơn vị. Đó là đơn vị để so sánh độ cứng của các chất.

II. TINH THỂ PHÂN TỬ

1. Tinh thể phân tử

Tinh thể phân tử cấu tạo từ những phân tử được sắp xếp một cách đều đặn, theo một trật tự nhất định trong không gian, tạo thành một mạng tinh thể. Ở các điểm nút của mạng tinh thể là những phân tử liên kết với nhau bằng lực tương tác yếu giữa các phân tử.

Thí dụ, tinh thể iot (I_2) là tinh thể phân tử.

2. Tính chất chung của tinh thể phân tử

Trong tinh thể phân tử, các phân tử vẫn tồn tại như những đơn vị độc lập và hút nhau bằng lực tương tác yếu giữa các phân tử. Vì vậy, tinh thể phân tử dễ nóng chảy, dễ bay hơi. Ngay ở nhiệt độ thường, một phần tinh thể như naphtalen (băng phiến) và iot đã bị phá huỷ, các phân tử tách rời khỏi mạng tinh thể và khuếch tán vào không khí làm cho ta dễ nhận ra mùi của chúng.

Các tinh thể phân tử không phân cực dễ hoà tan trong các dung môi không phân cực như benzen, toluen, cacbon tetraclorua, ...

Bài 11. HOÁ TRỊ VÀ SỐ OXI HOÁ

I. HOÁ TRỊ

1. Hoá trị trong hợp chất ion

Trong hợp chất ion, hoá trị của một nguyên tố bằng điện tích của ion và được gọi là điện hoá trị của nguyên tố đó.

2. Hoá trị trong hợp chất cộng hoá trị

Trong hợp chất cộng hoá trị, hoá trị của một nguyên tố được xác định bằng số liên kết của nguyên tử nguyên tố đó trong phân tử và được gọi là cộng hoá trị của nguyên tố đó.

II. SỐ OXI HOÁ

Số oxi hoá của nguyên tố là một số đại số được gán cho nguyên tử của nguyên tố đó theo các quy tắc sau:

Quy tắc 1: Trong các đơn chất, số oxi hoá của nguyên tố bằng không.

Thí dụ: Số oxi hoá của các nguyên tố Cu, Zn, H, N, O trong đơn chất Cu, Zn, H_2, N_2, O_2 ... đều bằng không.

Quy tắc 2: Trong một phân tử, tổng số số oxi hoá của các nguyên tố nhân với số nguyên tử của từng nguyên tố bằng không

Quy tắc 3: Trong ion đơn nguyên tử, số oxi hoá của nguyên tố bằng điện tích của ion đó.

Trong ion đa nguyên tử, tổng số oxi hoá của các nguyên tố nhân với số nguyên tử của từng nguyên tố bằng điện tích của ion.

Quy tắc 4: Trong hầu hết các hợp chất, số oxi hoá của hiđro bằng +1, trừ một số trường hợp hiđrua kim loại (NaH, CaH_2, ...). Số oxi hoá của oxi bằng –2, , trừ trường hợp OF_2, peoxit (chẳng hạn H_2O_2) ...

Cách viết số oxi hoá: Số oxi hoá được viết bằng chữ số thường, dấu đặt phía trước và được đặt ở trên kí hiệu nguyên tố. *Thí dụ:* $\overset{-3}{N}\overset{+1}{H}_3$

So sánh liên kết ion và liên kết cộng hoá trị

Loại liên kết	Liên kết ion	Liên kết cộng hoá trị	
		Không cực	Có cực
Định nghĩa	Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu	Liên kết cộng hoá trị là liên kết được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.	
Bản chất của liên kết	Electron chuyển từ nguyên tử này sang nguyên tử kia.	Đôi electron chung không lệch về nguyên tử nào.	Đôi electron chung lệch về nguyên tử nào có độ âm điện lớn hơn.
Hiệu độ âm điện	> 1,7	$0 \rightarrow < 0,4$	$0,4 \rightarrow < 1,7$
Đặc tính	Bền.	Bền	

So sánh tinh thể ion, tinh thể nguyên tử, tinh thể phân tử

	Tinh thể ion	Tinh thể nguyên tử	Tinh thể phân tử
Khái niệm	Các cation và anion được phân bố luân phiên đều đặn ở các điểm nút của mạng tinh thể ion	Ở các điểm nút của mạng tinh thể nguyên tử là những nguyên tử	Ở các điểm nút của mạng tinh thể phân tử là những phân tử.
Lực liên kết	Các ion mang điện tích trái dấu hút nhau bằng lực hút tĩnh điện. Lực này lớn.	Các nguyên tử liên kết với nhau bằng lực liên kết cộng hoá trị. Lực này rất lớn.	Các phân tử liên kết với nhau bằng lực hút giữa các phân tử, yếu hơn nhiều lực hút tĩnh điện giữa các ion và lực liên kết cộng hoá trị
Đặc tính	Bền, khá rắn, khó bay hơi, khó nóng chảy.	Bền, khá cứng, khó nóng chảy, khó bay hơi	Không bền, dễ nóng chảy, dễ bay hơi.

Chương 4

PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

BÀI 12. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

I. ĐỊNH NGHĨA

Chất khử (chất bị oxi hoá) là chất nhường electron

Chất oxi hoá (chất bị khử) là chất thu electron

Quá trình oxi hoá (sự oxi hoá) là quá trình nhường electron.

Quá trình khử (sự khử) là quá trình thu electron.

Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học, trong đó có sự chuyển electron giữa các chất phản ứng hay phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tố.

II. LẬP PHƯƠNG TRÌNH HOÁ HỌC CỦA PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

Bước 1: Xác định số oxi hoá của các nguyên tố trong phản ứng để tìm chất oxi hoá và chất khử.

Bước 2: Viết phương trình oxi hoá và quá trình khử, cân bằng mỗi quá trình.

Bước 3: Tìm hệ số thích hợp cho chất oxi hoá và chất khử sao cho tổng số electron do chất khử nhường bằng tổng số electron mà chất oxi hoá nhận.

Bước 4: Đặt các hệ số của chất oxi hoá và chất khử vào sơ đồ phản ứng, từ đó tính ra hệ số của các chất khác có mặt trong phương trình hoá học. Kiểm tra sự cân bằng số nguyên tử của các nguyên tố ở hai vế.

Bài 18. PHÂN LOẠI PHẢN ỨNG TRONG HOÁ HỌC VÔ CƠ

Dựa vào sự thay đổi số oxi hoá, có thể chia phản ứng hoá học thành hai loại:

– Phản ứng hoá học có sự thay đổi số oxi hoá là phản ứng oxi hoá – khử:

Các phản ứng thế, một số phản ứng hoá hợp và một số phản ứng phân huỷ thuộc loại phản ứng hoá học này.

– Phản ứng hoá học không có sự thay đổi số oxi hoá, không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

Các phản ứng trao đổi, một số phản ứng hoá hợp và một số phản ứng phân huỷ thuộc loại phản ứng hoá học này.

Chương 5

TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG VÀ CÂN BẰNG HOÁ HỌC

Bài 13. TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

I. KHÁI NIỆM VỀ TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

Để đánh giá mức độ xảy ra nhanh, chậm của các phản ứng hoá học, người ta đưa ra khái niệm tốc độ phản ứng hoá học, gọi tắt là tốc độ phản ứng.

Tốc độ phản ứng là độ biến thiên nồng độ của một trong các chất phản ứng hoặc sản phẩm trong một đơn vị thời gian.

Khi tính tốc độ cần chỉ rõ tính tốc độ theo chất cụ thể nào trong phản ứng.

II. CÁC YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

1. Ảnh hưởng của nồng độ

Khi tăng nồng độ chất phản ứng, tốc độ phản ứng tăng.

2. Ảnh hưởng của áp suất

Áp suất ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng có chất khí. Khi áp suất tăng, nồng độ chất khí tăng theo, nên tốc độ phản ứng tăng.

3. Ảnh hưởng của nhiệt độ

Khi tăng nhiệt độ, tốc độ phản ứng tăng.

4. Ảnh hưởng của diện tích tiếp xúc.

Khi tăng diện tích tiếp xúc của các chất phản ứng, tốc độ phản ứng tăng.

5. Ảnh hưởng của chất xúc tác.

Chất xúc tác là chất làm tăng tốc độ phản ứng, nhưng còn lại sau khi phản ứng kết thúc.

Ngoài các yếu tố trên, môi trường xảy ra phản ứng, tốc độ khuấy trộn, tác dụng của các tia bức xạ, v.v... cũng ảnh hưởng lớn đến tốc độ phản ứng.

Bài 14. CÂN BẰNG HOÁ HỌC

I. CÂN BẰNG HOÁ HỌC

Ở trạng thái cân bằng, không phải là phản ứng dừng lại, mà phản ứng thuận và phản ứng nghịch vẫn xảy ra, nhưng với tốc độ bằng nhau ($v_t = v_n$). Điều này có nghĩa là trong một đơn vị thời gian, nồng độ các chất phản ứng giảm đi bao nhiêu theo phản ứng thuận lại được tạo ra bấy nhiêu theo phản ứng nghịch. Do đó, cân bằng hoá học là ***cân bằng động***.

Vậy, *cân bằng hoá học là trạng thái của phản ứng thuận nghịch khi tốc độ phản ứng thuận bằng tốc độ phản ứng nghịch.*

Đặc điểm của phản ứng thuận nghịch là các chất phản ứng không chuyển hoá hoàn toàn thành các sản phẩm, nên trong hệ cân bằng luôn luôn có mặt các chất phản ứng và các sản phẩm.

II. SỰ CHUYỂN DỊCH CÂN BẰNG HOÁ HỌC

1. Định nghĩa

Sự chuyển dịch cân bằng hoá học là sự di chuyển từ trạng thái cân bằng này sang trạng thái cân bằng khác do tác động của các yếu tố từ bên ngoài lên cân bằng. Những yếu tố làm chuyển dịch cân bằng là ***nồng độ, áp suất và nhiệt độ***. Chúng được gọi là các yếu tố ảnh hưởng đến cân bằng hoá học.

III. CÁC YẾU TỐ ẢNH HƯỞNG ĐẾN CÂN BẰNG HOÁ HỌC

Ba yếu tố nồng độ, áp suất và nhiệt độ ảnh hưởng đến cân bằng hoá học đã được Lơ Sa –tơ–li–ê (H. Le Chatelier, 1850 – 1936, nhà hoá học Pháp) tổng kết thành nguyên lí được gọi là nguyên lí chuyển dịch cân bằng Lơ Sa–tơ–li–ê như sau:

Một phản ứng thuận nghịch đang ở trạng thái cân bằng khi chịu một tác động từ bên ngoài như biến đổi nồng độ, áp suất, nhiệt độ, thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều làm giảm tác động bên ngoài đó.

Chất xúc tác làm tăng tốc độ phản ứng thuận và tốc độ phản ứng nghịch với số lần bằng nhau, nên chất xúc tác **không** ảnh hưởng đến cân bằng hoá học.

Khi phản ứng thuận nghịch chưa ở trạng thái cân bằng thì chất xúc tác có tác dụng làm cho cân bằng được thiết lập nhanh chóng hơn.

Chương 6

SỰ ĐIỆN LI

BÀI 15. SỰ ĐIỆN LI

I. HIỆN TƯỢNG ĐIỆN LI

Các dung dịch axit, bazơ và muối dẫn điện được là do trong dung dịch của chúng có các tiểu phân mang điện tích chuyển động tự do được gọi là các ion.

Quá trình phân li các chất trong nước ra ion là sự điện li. Những chất khi tan trong nước phân li ra ion được gọi là những chất điện li. Vậy axit, bazơ và muối là những chất điện li.

II. PHÂN LOẠI CÁC CHẤT ĐIỆN LI

a) Chất điện li mạnh

Chất điện li mạnh là chất khi tan trong nước, các phân tử hoà tan đều phân li ra ion.

Những chất điện li mạnh là các axit mạnh như HCl, HNO_3, $HClO_4$, H_2SO_4, ...; các bazơ mạnh như NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, ... và hầu hết các muối.

Trong phương trình điện li của chất điện li mạnh, người ta dùng một mũi tên chỉ chiều của quá trình điện li.

Thí dụ: $Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$

b) Chất điện li yếu

Chất điện li yếu là chất khi tan trong nước chỉ có một phần số phân tử hoà tan phân li ra ion, phần còn lại vẫn tồn tại dưới dạng phân tử trong dung dịch.

Những chất điện li yếu là các axit yếu như CH_3COOH, HClO, H_2S, HF, H_2SO_3, ...; các bazơ yếu như $Bi(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, ...

Trong phương trình điện li của chất điện li yếu, người ta dùng hai mũi tên ngược chiều nhau.

Thí dụ: $CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$

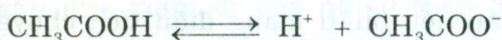
Sự phân li của chất điện li yếu là quá trình thuận nghịch, khi nào tốc độ phân li và tốc độ kết hợp các ion tạo lại phân tử bằng nhau, cân bằng của quá trình điện li được thiết lập. *Cân bằng điện li* là *cân bằng động*. Giống như mọi cân bằng hoá học khác, cân bằng điện li cũng tuân theo nguyên lí chuyển dịch cân bằng Lơ Sa–tơ–li–ê.

Bài 16. AXIT, BAZƠ VÀ MUỐI

I. AXIT

Theo thuyết A–rê–ni–ut, axit là chất khi tan trong nước phân li ra cation H^+.

Thí dụ: $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$

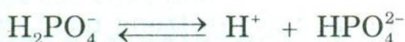


$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$

Các dung dịch axit đều có một số tính chất chung, đó là tính chất của các cation H^+ trong dung dịch.

Những axit khi tan trong nước mà phân tử phân li nhiều nấc ra ion H^+ là các *axit nhiều nấc.*

Thí dụ: $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$



$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$

$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$

Phân tử H_3PO_4 phân li ba nấc ra ion H^+, H_3PO_4 là *axit ba bậc.*

II. BAZƠ

Theo thuyết A–rê–ni–ut, bazơ là chất khi tan trong nước phân li ra anion OH^-

Thí dụ: $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

Các dung dịch bazơ đều có một số tính chất chung, đó là tính chất của các anion OH^- trong dung dịch.

III. HIĐROXIT LƯỠNG TÍNH

Hiđroxit lưỡng tính là hiđroxit khi tan trong nước vừa có thể phân li như axit vừa có thể phân li như bazơ.

Thí dụ: $Zn(OH)_2$ là hiđroxit lưỡng tính:

Sự phân li theo kiểu bazơ: $Zn(OH)_2 \rightleftarrows Zn^{2+} + 2OH^-$

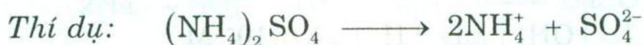
Sự phân li theo kiểu axit: $Zn(OH)_2 \rightleftarrows ZnO_2^{2-} + 2H^+$

Các hiđroxit lưỡng tính thường gặp là $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$

Chúng đều ít tan trong nước và lực axit (khả năng phân li ra ion), lực bazơ đều yếu.

IV. MUỐI

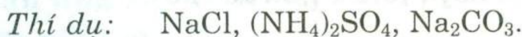
Muối là hợp chất khi tan trong nước phân li ra cation kim loại (hoặc cation NH_4^+) và anion gốc axit.



Thí dụ: $(NH_4)_2SO_4 \longrightarrow 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$

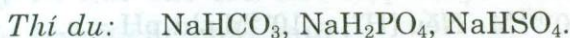
$NaHCO_3 \longrightarrow Na^+ + HCO_3^-$

Muối mà anion gốc axit không còn hiđro có khả năng phân li ra ion H^+ (hiđro có tính axit) được gọi là *muối trung hoà*.



Thí dụ: $NaCl$, $(NH_4)_2SO_4$, Na_2CO_3.

Nếu anion gốc axit của muối vẫn còn hiđro có khả năng phân li ra ion H^+ thì muối đó được gọi là *muối axit*.



Thí dụ: $NaHCO_3$, NaH_2PO_4, $NaHSO_4$.

Bài 17. SỰ ĐIỆN LI CỦA NƯỚC. PH. CHẤT CHỈ THỊ AXIT – BAZƠ

I. NƯỚC LÀ CHẤT ĐIỆN LI RẤT YẾU

1. Sự điện li của nước

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

2. Tính số ion của nước

Từ phương trình điện li của H_2O (1), ta thấy một phân tử H_2O phân li ra một ion H^+ và một ion OH^-, nghĩa là trong nước nồng độ H^+ bằng nồng độ OH^-.

Nước có môi trường trung tính, nên có thể định nghĩa:

Môi trường trung tính là môi trường trong đó $[H^+] = [OH^-]$.

Tính số $K_{H_2O} = \left[H^+\right].\left[OH^-\right]$ được gọi là tích số ion của nước. Tích số này là hằng số ở nhiệt độ xác định, tuy nhiên giá trị tích số ion của nước là $1{,}0.10^{-14}$ thường được dùng trong các phép tính, khi nhiệt độ không khác nhiều với 25^0C.

Một cách gần đúng, có thể coi giá trị tích số ion của nước là hằng số cả trong dung dịch loãng của các chất khác nhau.

3. Ý nghĩa tích số ion của nước

a) Môi trường axit.

Vậy môi trường axit là môi trường trong đó:

$$\left[H^+\right] > \left[OH^-\right] \text{ hay } \left[H^+\right] > 1{,}0.10^{-7}M$$

b) Môi trường kiềm

Vậy môi trường kiềm là môi trường trong đó:

$$\left[H^+\right] < \left[OH^-\right] \text{ hay } \left[H^+\right] < 1{,}0 \,.\, 10^{-7}M$$

II. KHÁI NIỆM VỀ PH. CHẤT CHỈ THỊ AXIT – BAZƠ

1. Khái niệm về pH

$$\left[H^+\right] = 10^{-pH}M. \text{ Nếu } [H^+] = 10^{-a}M \text{ thì } pH = a.$$

Thang pH thường dùng có giá trị từ 1 đến 14.

2. Chất chỉ thị axit – bazơ

Chất chỉ thị axit – bazơ là chất có màu biến đổi phụ thuộc vào giá trị pH của dung dịch.

Trộn lẫn một số chất chỉ thị có màu biến đổi kế tiếp nhau theo giá trị pH, ta được hỗn hợp *chất chỉ thị vạn năng*.

Để xác định tương đối chính xác giá trị pH của dung dịch, người ta dùng máy đo pH.

Bài 18. PHẢN ỨNG TRAO ĐỔI ION TRONG DUNG DỊCH CÁC CHẤT ĐIỆN LI

I. ĐIỀU KIỆN XẢY RA PHẢN ỨNG TRAO ĐỔI ION TRONG DUNG DỊCH CÁC CHẤT ĐIỆN LI

Thí nghiệm: Nhỏ dung dịch natri sunfat (Na_2SO_4) vào ống nghiệm đựng dung dịch bari clorua ($BaCl_2$) thấy kết tủa trắng của $BaSO_4$ xuất hiện.

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl \quad (1)$$

Cách chuyển phương trình dưới dạng phân tử thành phương trình ion rút gọn như sau:

– Chuyển tất cả các chất vừa dễ tan, vừa điện li mạnh thành ion, các

chất khí, kết tủa, điện li yếu để nguyên dưới dạng phân tử. Phương trình thu được gọi là phương trình ion đầy đủ, thí dụ, đối với phản ứng (1) ta có:

$$2Na^{+} + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^{-} \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + 2Na^{+} + 2Cl^{-}$$

– Lược bỏ những ion không tham gia phản ứng, ta được phương trình ion rút gọn:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4 \downarrow$$

1. Phản ứng xảy ra trong dung dịch các chất điện li là phản ứng giữa các ion

2. Phản ứng trao đổi ion trong dung dịch các chất điện li chỉ xảy ra khi các ion kết hợp được với nhau tạo thành ít nhất một trong các chất sau:

– Chất kết tủa

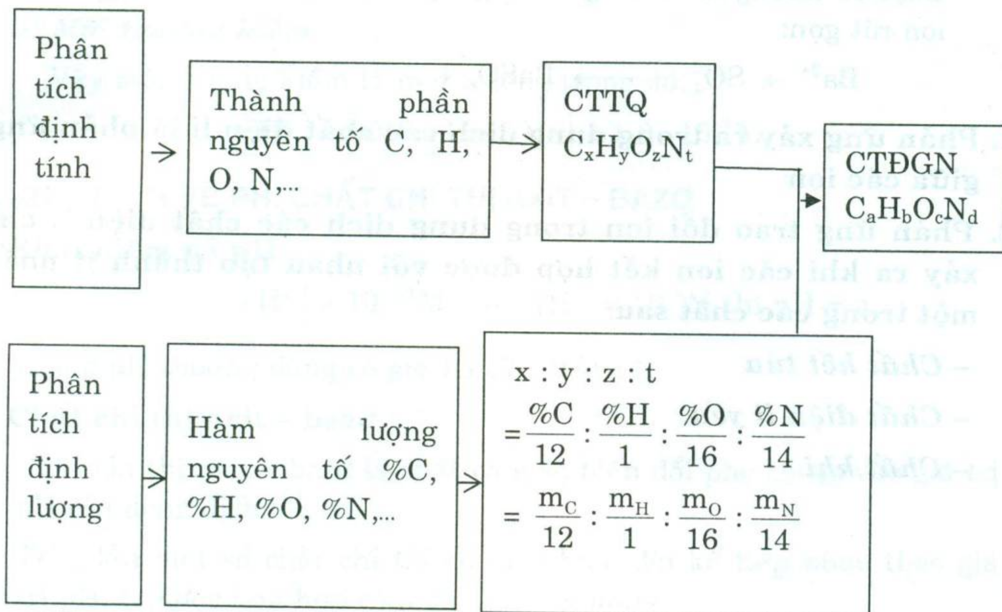
– Chất điện li yếu.

– Chất khí.

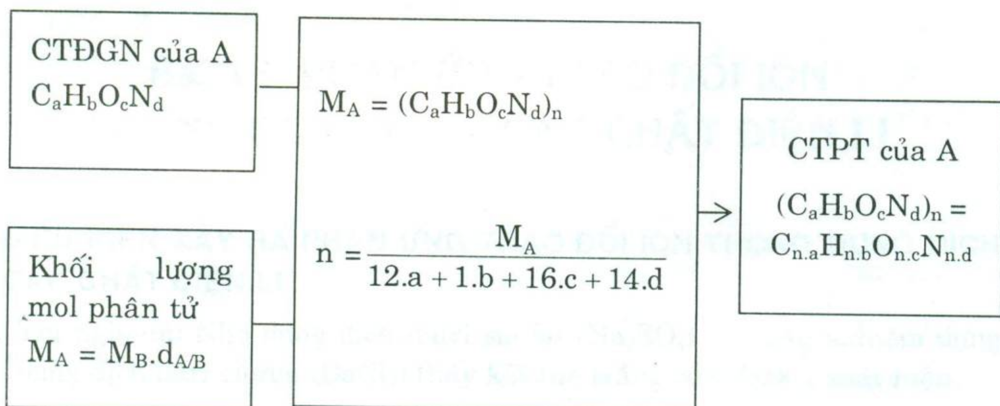
PHỤ LỤC

A. CÁC KHÁI NIỆM VỀ HOÁ HỮU CƠ

I. XÁC ĐỊNH CÔNG THỨC ĐƠN GIẢN NHẤT (CTĐGN)



II. XÁC ĐỊNH CÔNG THỨC PHÂN TỬ



III. DANH PHÁP HỢP CHẤT HỮU CƠ

1. Tên thông thường: Được đặt theo nguồn gốc tìm ra chúng.

Thí dụ:

Công thức	Tên thông thường	Nguồn gốc
$HCOOH$	axit fomic	Từ formica: con kiến
CH_3COOH	axit axetic	Từ acetus: giấm
$CH_2OH(CHOH)_4CHO$	glucozơ	Từ glukus: ngọt
$C_{10}H_{20}O$	mentol	Từ mentha piperita: bạc hà

2. Tên hệ thống theo danh pháp IUPAC (Hiệp hội Quốc tế Hoá học cơ bản và ứng dụng)

a) Tên gốc – chức: Tên phần gốc ⌴ tên phần định chức

(tên phần gốc và tên phần định chức được viết cách nhau).

Thí dụ:

Công thức	Tên phần gốc	Tên phần định chức	Tên gốc – chức
CH_3CH_2Cl	etyl	clorua	Etyl clorua
$CH_3COOCH_2CH_3$	etyl	axetat	Etyl axetat
$CH_3CH_2–O–CH_3$	etyl metyl	ete	Etyl metyl ete

b) Tên thay thế:

Tên phần thế + tên mạch cacbon chính + tên phần định chức (tên thay thế được viết liền nhau).

Thí dụ:

Công thức	Tên phần thế	Tên mạch cacbon chính	Tên phần định chức	Tên thay thế
$CH_3 - CH_3$		Et	an	Etan
$CH_3 - CH_2–Cl$	clo	et	an	cloetan
$CH_2 = CH_2$		et	en	eten
$CH \equiv CH$		et	in	etin

$\overset{1}{C}H_2 = \overset{2}{C}H - \overset{3}{C}H_2 - \overset{4}{C}H_3$		but	– 1 – en	but –1–en
$\overset{1}{C}H_3 - \overset{2}{C}H = \overset{3}{C}H - \overset{4}{C}H_3$		but	– 2– en	but–2– en
$\overset{1}{C}H_3 - \overset{2}{C}H(OH) - \overset{3}{C}H = \overset{4}{C}H_2$		but	–3– en – 2–ol	but–3–en–2–ol

Chú ý:

* ***Nhóm chức*** là nhóm nguyên tử gây ra những phản ứng đặc trưng của phân tử hợp chất hữu cơ (thường gặp nhóm –OH, –O–, –CHO, –COOH, –COO–, $-NH_2$, $-NO_2$,...)

* ***Nhóm thế*** là nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử (kể cả gốc hiđrocacbon) thay thế cho một nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử khác trong phân tử của một chất nào đó.

IV. MẠCH CACBON VÀ ĐÁNH SỐ THỨ TỰ TRÊN MẠCH CACBON

Các nguyên tử cacbon có thể liên kết trực tiếp với nhau tạo thành mạch cacbon. Gồm có mạch hở (mạch thẳng và mạch nhánh) và mạch vòng.

* Khi một hợp chất có mạch nhánh thì ***cần phải chọn mạch cacbon chính***. Mạch cacbon chính là mạch:

+ Chứa nhiều nguyên tử cacbon liên kết liên tục nhất (dài nhất, liên tục).

+ Chứa liên kết bội và nhóm chức (nếu có).

* Đánh số thứ tự trên mạch cacbon chính:

+ Đánh số bắt đầu từ phía gần nhóm chức, hoặc phía gần liên kết bội, nhóm thế, mạch nhánh.

+ Nếu trên mạch chính vừa có cả nhóm chức, liên kết bội,... thì quy tắc ưu tiên đánh số là:

Nhóm chức > liên kết bội > nhóm thế > mạch nhánh.

+ Nếu mạch cacbon chứa cả liên kết đôi và liên kết ba thì ưu tiên liên kết đôi: Liên kết đôi > liên kết ba.

+ Nếu có nhiều cách đánh tương đương thì chọn cách đánh sao cho tổng chỉ số của nhánh, nhóm thế là nhỏ nhất.

+ Đôi khi người ta còn dùng chữ cái Hi Lạp để đánh số vị trí nguyên tử cacbon trên mạch chính.

Thí dụ: Đối với amino axit: $\overset{\omega}{C}-\overset{\varepsilon}{C}-\overset{\delta}{C}-\overset{\gamma}{C}-\overset{\beta}{C}-\overset{\alpha}{C}-COOH$

V. THUYẾT CẤU TẠO HOÁ HỌC

1. Trong phân tử hợp chất hữu cơ, các nguyên tử liên kết với nhau theo đúng hoá trị và theo một thứ tự nhất định.

   Thứ tự đó được gọi là cấu tạo hoá học. Sự thay đổi thứ tự liên kết đó, tức là thay đổi cấu tạo hoá học, sẽ tạo ra hợp chất khác.

2. Trong phân tử hợp chất hữu cơ, cacbon có hoá trị 4. Nguyên tử cacbon không những có thể liên kết với nguyên tử của các nguyên tố khác mà còn liên kết với nhau thành mạch cacbon (mạch không nhánh, mạch có nhánh và mạch vòng).

3. Tính chất của các chất phụ thuộc vào thành phần phân tử (bản chất, số lượng các nguyên tử) và cấu tạo hoá học (thứ tự liên kết các nguyên tử).

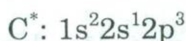
4. Các nguyên tử trong phân tử ảnh hưởng qua lại lẫn nhau, càng gần nhau ảnh hưởng càng mạnh.

VI. LIÊN KẾT TRONG PHÂN TỬ HỢP CHẤT HỮU CƠ

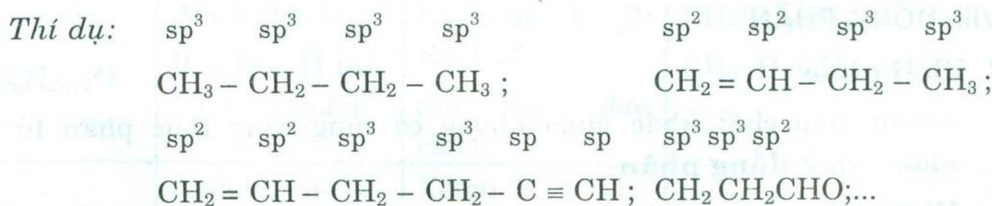
1. Trạng thái lai hoá của nguyên tử cacbon trong phân tử hợp chất hữu cơ.

Cấu hình electron nguyên tử cacbon ở trạng thái cơ bản: $_6C$: $1s^2 2s^2 2p^2$

⇒ Cấu hình electron nguyên tử cacbon ở trạng thái kích thích:


C^*: $1s^2 2s^1 2p^3$

Trong phân tử hợp chất hữu cơ, nguyên tử cacbon có thể có trạng thái lai hoá sp^3, sp^2 hoặc sp.


Thí dụ:

$\overset{sp^3}{CH_3}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^3}{CH_3}$; $\overset{sp^2}{CH_2}=\overset{sp^2}{CH}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^3}{CH_3}$;

$\overset{sp^2}{CH_2}=\overset{sp^2}{CH}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp}{C}\equiv\overset{sp}{CH}$; $\overset{sp^3}{CH_2}\,\overset{sp^3}{CH_2}\overset{sp^2}{CHO}$;...

2. Các loại liên kết trong phân tử hợp chất hữu cơ.

* Sự xen phủ giữa obitan lai hoá của nguyên tử cacbon với các obitan của nguyên tử khác (AO lai hoá với AO – s; AO lai hoá với AO – p;

AO lai hoá với AO lai hoá khác) luôn là ***sự xen phủ trục*** ⇒ hình thành ***liên kết*** σ (zich ma)

* Sự xen phủ giữa AO – p (không lai hoá) của nguyên tử cacbon với AO–p của nguyên tử khác luôn là ***sự xen phủ bên*** ⇒ hình thành ***liên kết*** π.

* Nguyên tử cacbon có thể hình thành liên kết đơn (1 cặp electron chung), liên kết đôi (2 cặp electron chung) hoặc liên kết ba (3 cặp electron chung) với nguyên tử khác.

VII. CHẤT ĐỒNG ĐẲNG

Những hợp chất có thành phần phân tử hơn kém nhau một hay nhiều nhóm CH_2 (nhóm metylen, 14 đvC) nhưng có tính chất hoá học tương tự nhau là những **chất đồng đẳng**, chúng hợp thành dãy đồng đẳng.

Giải thích: Mặc dù các chất trong cùng dãy đồng đẳng có công thức phân tử khác nhau một hay nhiều nhóm CH_2 nhưng do chúng có cấu tạo hoá học tương tự nhau nên có tính chất hoá học tương tự nhau.

Các chất trong cùng dãy đồng đẳng có cùng công thức chung, nhưng 2 chất có cùng công thức chung chưa chắc là đồng đẳng của nhau.

Thí dụ: C_3H_4 và C_4H_6 có công thức chung là C_nH_{2n-2}, chúng có thể là đồng đẳng nếu cấu tạo của chúng tương tự nhau ($CH \equiv C - CH_3$ và $CH \equiv C - CH_2CH_3$) hoặc chúng không phải là đồng đẳng nếu cấu tạo của chúng khác nhau ($CH \equiv C - CH_3$ và $CH_2 = CH - CH = CH_2$).

Hai chất đồng đẳng liên tiếp có số nguyên tử cacbon là C_n và C_{n+1} hoặc C_{n-1} (thường sử dụng phương pháp các đại lượng trung bình để giải bài tập loại này).

Sự biến đổi tính chất vật lí của các chất trong một dãy đồng đẳng tuân theo một quy luật chung, thí dụ, mạch cacbon càng dài thì nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi tăng dần; độ tan trong nước giảm dần.

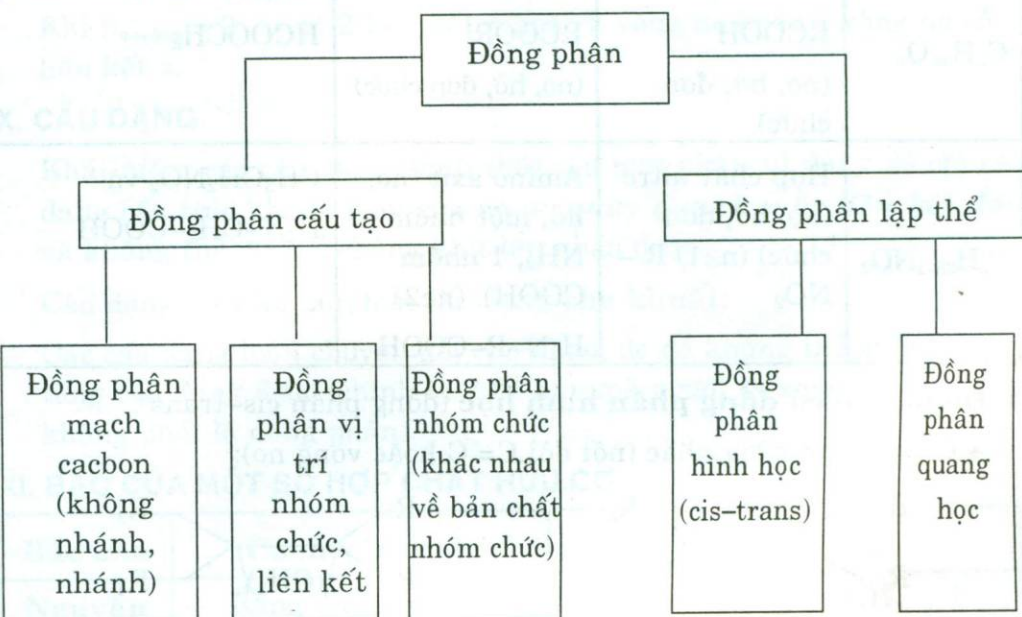
VIII. ĐỒNG PHÂN

1. Khái niệm

Những hợp chất khác nhau nhưng có cùng công thức phân tử là những chất **đồng phân**.

Những chất đồng phân tuy có cùng công thức phân tử nhưng có cấu tạo hoá học khác nhau, vì vậy chúng là những chất khác nhau, có tính chất khác nhau.

2. Các loại đồng phân của hợp chất hữu cơ:



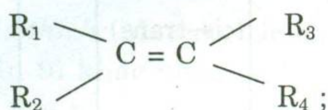
3. Các loại đồng phân nhóm chức cơ bản

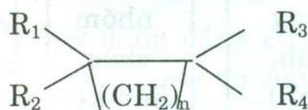
Công thức chung	Nhóm chức	Nhóm chức khác	Thí dụ
C_nH_{2n}	Anken (n≥2) $R_1-C=C-R_3$ với R_2, R_4	Monoxicloankan (n ≥3) (Một vòng no)	$CH_2=CH-CH_3$ và CH_2-CH_2 / CH_2 (vòng)
C_nH_{2n-2}	Ankin (n≥2) $R-C\equiv C-R'$	Ankađien (n≥3) $R-CH=CH-R'-CH=CH-R''$	$CH\equiv C-CH_2CH_3$ và $CH_2=CH-CH=CH_2$
$C_nH_{2n+2}O$	Ancol (n≥ 1) $R-O-H$ (no, hở, đơn chức)	Ete (n ≥ 2) $R-O-R'$ (no, hở, đơn chức)	CH_3CH_2OH và CH_3-O-CH_3
$C_nH_{2n}O$	Anđehit (n≥1) $R-CHO$ (no, hở, đơn chức)	Xeton (n≥3) $R-CO-R'$ (no, hở, đơn chức)	CH_3CH_2CHO và CH_3COCH_3

$C_nH_{2n}O_2$	Axit (n≥1) RCOOH (no, hở, đơn chức)	Este (n≥2) RCOOR' (no, hở, đơn chức)	CH_3COOH và $HCOOCH_3$
$C_nH_{2n+1}NO_2$	Hợp chất nitro (no, hở, đơn chức) (n≥1) R – NO_2	Amino axit (no, hở, một nhóm –NH_2, 1 nhóm COOH), (n≥2) $H_2N–R–COOH$	$CH_3CH_2NO_2$ và $H_2N–CH_2–COOH$

4. Điều kiện có đồng phân hình học (đồng phân cis–trans).

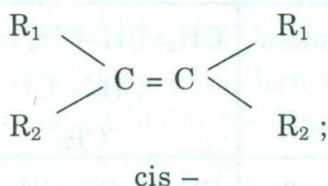
+ Có bộ phận cứng nhắc (nối đôi C= C hoặc vòng no):

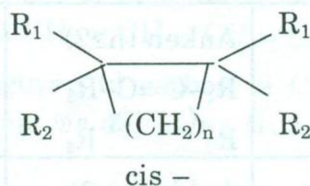


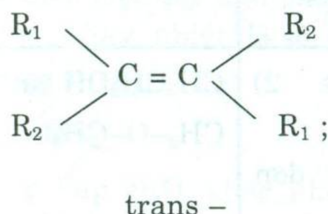


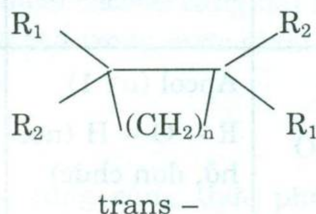
+ $\begin{cases} R_1 \neq R_2 \\ R_3 \neq R_4 \end{cases}$

+ Đồng phân cis – trans:









IX. ĐỘ BẤT BÃO HOÀ CỦA HỢP CHẤT HỮU CƠ (TÍNH TỔNG SỐ LIÊN KẾT π + SỐ VÒNG)

Hợp chất hữu cơ tổng quát dạng $C_xH_yO_zN_tCl_k$:

$$n_{\pi+vòng} = (2x + 2 - y + t - k)/2$$

Như vậy, khi $n_{\pi+vòng} = 1 \Rightarrow$ có 1 liên kết π hoặc 1 vòng no.

Khi $n_{\pi+vòng} = 2 \Rightarrow$ có 2 liên kết π hoặc 2 vòng no hoặc 1 vòng no và 1 liên kết π.

X. CẤU DẠNG

Khái niệm các cấu dạng (hình thể) của một phân tử dùng để chỉ các dạng cấu trúc không gian của nó do ***quay quanh một liên kết đơn*** và không thể đưa về chồng khít lên nhau được.

Cấu dạng **xen kẽ** bền hơn cấu dạng **che khuất**.

Các cấu dạng luôn chuyển đổi cho nhau, do đó không thể cô lập riêng từng cấu dạng được (chính vì điều này mà người ta xem các cấu dạng không phải là đồng phân).

XI. BẬC CỦA MỘT SỐ HỢP CHẤT HỮU CƠ

Bậc của	Cách xác định	Thí dụ
Nguyên tử cacbon	– Bằng số nguyên tử cacbon khác liên kết trực tiếp với nó. – Có 4 loại: C bậc I, C bậc II, C bậc III, C bậc IV.	$\overset{I}{CH_3}-\overset{II}{CH_2}-\overset{III}{CH}(CH_3)-\overset{IV}{C}(CH_3)_2-CH_3$
Dẫn xuất halogen	– Bằng bậc của nguyên tử cacbon liên kết với nguyên tử halogen. – Có 3 loại: Dẫn xuất halogen bậc I, bậc II và bậc III.	$CH_3CH_2CH_2-Cl$ (bậc I) $CH_3-CH(CH_3)-Cl$ (bậc II) $CH_3-C(CH_3)_2-Cl$ (bậc III)
Ancol	– Như dẫn xuất halogen.	CH_3CH_2OH (bậc I) $CH_3-CH(CH_3)-OH$ (bậc II) $CH_3-C(CH_3)_2-OH$ (bậc III)

Amin (bậc của nitơ)	– Bằng số nguyên tử H của phân tử NH_3 đã được thay thế bởi gốc hiđrocacbon. – Có 3 loại: amin bậc I, bậc II, bậc III.	CH_3-NH_2 (amin bậc I) $CH_3-NH-CH_2CH_3$ (amin bậc II) $CH_3-N(CH_3)-CH_2CH_3$ (amin bậc III)

XII. PHÂN LOẠI VÀ ĐẶC ĐIỂM CỦA PHẢN ỨNG HỮU CƠ

1. Phân loại phản ứng hữu cơ

Phản ứng	Khái niệm	Đặc trưng cho loại hợp chất	Thí dụ
Thế	Một hoặc một nhóm nguyên tử ở phân tử hữu cơ bị thế bởi một hoặc một nhóm nguyên tử khác.	– Ankan – Xicloankan (vòng 5,6 cạnh). – Aren – Ancol – Axit – Dẫn xuất halogen	– Phản ứng thế halogen của ankan, xicloankan, aren: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{as} CH_3Cl + HCl$ xiclohexan + $Cl_2 \xrightarrow{as}$ clo-xiclohexan + HCl benzen + $Br_2 \xrightarrow{as}$ C₆H₅Cl + HBr – Ngoài ra: $C_2H_5OH + HBr \rightarrow C_2H_5Br + H_2O$
Cộng	Phân tử hữu cơ kết hợp thêm các nguyên tử hoặc phân tử khác.	– Hợp chất không no: anken, ankin, ankađien,... – Vòng no ba, bốn cạnh.	– Cộng H_2(Ni, t^o). – Cộng halogen. – Cộng nước (xt, t^o). – Cộng axit HX.
Tách	Một vài nguyên tử hoặc nhóm nguyên tử bị tách ra khỏi phân tử.	– Ankan – Ancol – Dẫn xuất halogen, ...	– Tách hiđro (đề hiđro hoá, xt, t^o) $C_4H_{10} \xrightarrow{xt} C_4H_8 + H_2$ – Tách HX: $CH_3CH_2Cl \rightarrow C_2H_4 + HCl$ – Tách nước: $C_2H_5OH \xrightarrow[170^0C]{H_2SO_4} C_2H_4 + H_2O$

2. Điều kiện của phản ứng hữu cơ

Loại hợp chất	Phản ứng thế	Phản ứng tách	Phản ứng cộng
Ankan	$Cl_{2(k)}$, $Br_{2(h)}$/as	xt/t° (tách H_2)	
Xicloankan	$Cl_{2(k)}$, $Br_{2(h)}$/as (vòng 5,6 cạnh)	xt/t° (vòng 6 cạnh tách H_2)	– $Br_{2(dd)}$, H_2(xt, t°), HX (vòng 3 cạnh). – H_2 (Ni, t°) (vòng 4 cạnh).
Anken	$Cl_{2(k)}$/500°C	xt/t° (tách H_2 thành ankin, ankađien)	dd Br_2, dd HX (xt H^+), H_2(Ni, t°), anken(t°, p, xt)
Ankađien			H_2 (Ni, t°), dd X_2, dd HX, trùng hợp.
Ankin	Ag_2O/NH_3 (t°) ($CH \equiv C - R$)		H_2(Ni, t°), dd X_2, HX (xt H^+, t°), đime hoá, trime hoá,....
Benzen và ankylbenzen	$Br_{2(nguyên\ chất)}$/ Fe (ở vòng benzen) $Cl_{2(k)}$/as, $Br_{2(h)}$/as (ở nhánh).	Xt (ZnO), t° (ở nhánh).	Cl_2/as; H_2/Ni, t°, p.
Dẫn xuất halogen	$NaOH/H_2O$, t° (dung dịch kiềm).	KOH/ancol (KOH/C_2H_5OH)	
Ancol	– HCl, HBr, HI (t°). – Kim loại kiềm – RCOOH (thế H ở OH).	H_2SO_4 đặc / 140°C H_2SO_4 đặc / 170°C	
Anđehit	Br_2/CH_3COOH (dung môi)		– H_2 (Ni, t°) – H_2O, HCN
Xeton	Br_2/CH_3COOH (dung môi)		– H_2 (Ni, t°) – H_2O, HCN

Axit cacboxylic	– Kim loại kiềm (thế H ở nhóm COOH) – Ancol (thế OH ở nhóm – COOH) – Cl_2 / P(xt)		
Este	– H_2O (H^+, xt, t^o). – Dung dịch kiềm (t^o).		
Amin			– Dung dịch axit
Amino axit	– Kim loại kiềm (thế H ở – COOH)	t^o (tách H_2O – đóng vòng, trùng ngưng).	– Dung dịch axit

3. Đặc điểm của phản ứng hữu cơ

Đặc điểm	**Giải thích**	**Thí dụ**
Diễn ra chậm	Do các liên kết trong phân tử các chất hữu cơ ít bị phân cực nên khó bị phân cắt.	$C_2H_5OH + CH_3COOH \xrightleftharpoons{xt,t^0} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ Phải kéo dài nhiều giờ.
Không hoàn toàn, không theo một hướng nhất định (sinh ra hỗn hợp sản phẩm).	Do các liên kết trong phân tử chất hữu cơ có độ bền khác nhau không nhiều, nên trong cùng một điều kiện nhiều liên kết khác nhau có thể cùng bị phân cách dẫn tới việc tạo thành nhiều sản phẩm khác nhau.	$C_4H_{10} \rightleftharpoons$ $\rightarrow CH_4 + C_3H_6$ $\rightarrow C_2H_4 + C_2H_6$ $\rightarrow C_4H_8 + H_2$

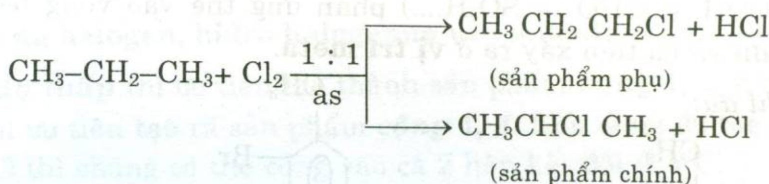
Cần đun nóng hoặc có xúc tác	Nhằm tăng tốc độ phản ứng và định hướng phản ứng theo mong muốn.	$2C_2H_5OH \xrightleftharpoons[140^oC]{H_2SO_4} C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$ $C_2H_5OH \xrightleftharpoons[170^oC]{H_2SO_4} C_2H_4 + H_2O$

XIII. CÁC QUY LUẬT TRONG PHẢN ỨNG HỮU CƠ

1. Quy tắc kinh nghiệm thế halogen vào phân tử ankan

– Nguyên tử hiđro gắn với nguyên tử cacbon có bậc càng cao, càng dễ được thay thế bởi nguyên tử halogen (clo hay brom).

Thí dụ:



$CH_3–CH_2–CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[as]{1:1}$ $CH_3CH_2CH_2Cl + HCl$ (sản phẩm phụ); $CH_3CHClCH_3 + HCl$ (sản phẩm chính)

– Tác nhân và điều kiện phản ứng: $Cl_{2(k)}$ / askt ; $Br_{2(h)}$ / askt.

– Trong số các halogen:

+ F_2: Phản ứng mãnh liệt quá ⟶ phản ứng huỷ

$(CH_4 + 2F_2 \longrightarrow C + 4HF)$

+ I_2: Yếu quá ⟶ không phản ứng.

+ Br_2 có **tính chọn lọc cao** hơn Cl_2 (nghĩa là Br ưu tiên tạo ra sản phẩm thế H ở nguyên tử C bậc cao là chủ yếu).

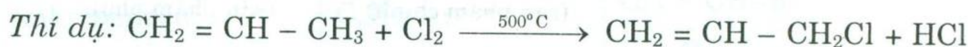
2. Quy tắc kinh nghiệm thế halogen (Cl_2, Br_2/ as) vào phân tử monoxicloankan

– Xảy ra và đặc trưng cho monoxicloankan 5, 6 cạnh.

– Tương tự ankan.

3. Quy tắc thế halogen vào phân tử anken ở nhiệt độ cao.

– Ở 500°C, nguyên tử halogen (Cl_2) ưu tiên thế nguyên tử hiđro (ở vị trí α) trong phân tử anken.



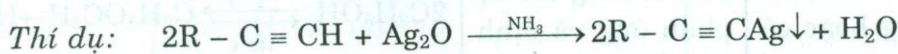
Thí dụ: $CH_2 = CH – CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{500^oC} CH_2 = CH – CH_2Cl + HCl$

$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{500^oC} CH_2 = CH – Cl + HCl$

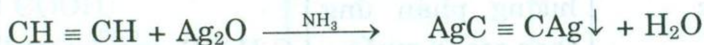
4. Quy tắc thế ion bạc Ag^+ (Ag_2O / NH_3) vào ankin

– Chỉ các ankin có nối ba C ≡ C đầu mạch (có H linh động) mới có phản ứng.

– Tác nhân: Ag_2O / NH_3 (hoặc $AgNO_3/NH_3$ hoặc $[Ag(NH_3)_2]OH$)



Thí dụ: $2R - C \equiv CH + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} 2R - C \equiv CAg\downarrow + H_2O$



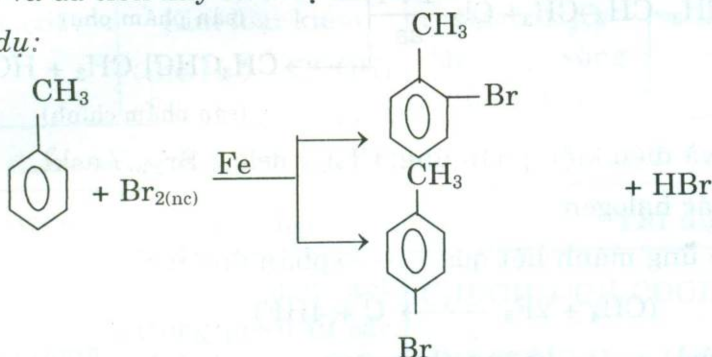
$CH \equiv CH + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} AgC \equiv CAg\downarrow + H_2O$

5. Quy tắc thế vào vòng benzen (nhân thơm)

Khi ở vòng benzen đã có nhóm đẩy electron (ankyl, – OH, – NH_2, – OCH_3,...), phản ứng thế vào vòng benzen sẽ **dễ dàng hơn** và ưu tiên xảy ra ở **vị trí ortho và para**.

Ngược lại, nếu ở vòng benzen đã có sẵn nhóm hút electron (– NO_2, – COOH, – CHO, – SO_3H,...) phản ứng thế vào vòng benzen sẽ **khó hơn** và ưu tiên xảy ra ở **vị trí meta**.

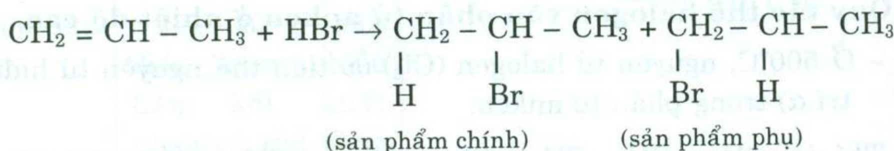
Thí dụ:



6. Quy tắc cộng Maccopnhicop

Trong phản ứng cộng axit hoặc nước (HA) vào liên kết C = C của anken, H (phần mang điện tích dương) ưu tiên cộng vào C mang nhiều H hơn (cacbon bậc thấp hơn), còn A (phần mang điện tích âm) ưu tiên cộng vào C mang ít H hơn (cacbon bậc cao hơn).

Thí dụ:



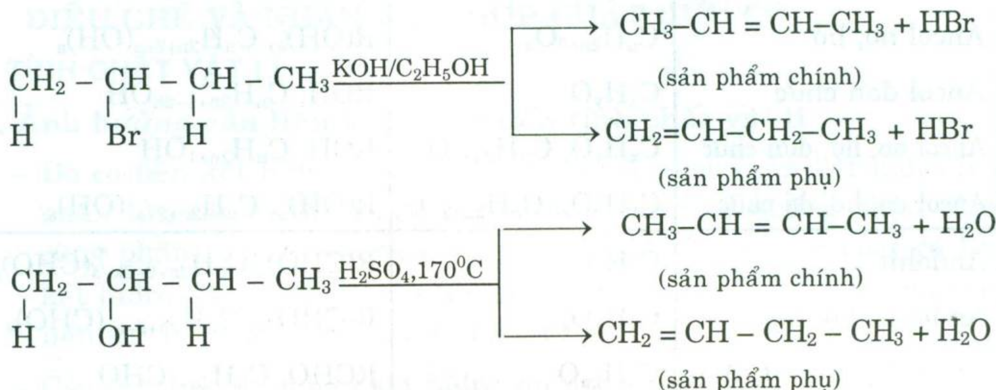
$CH_2 = CH - CH_3 + HBr \rightarrow CH_2(H) - CH(Br) - CH_3 + CH_2(Br) - CH(H) - CH_3$

(sản phẩm chính) (sản phẩm phụ)

7. Quy tắc tách Zaixep

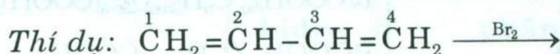
Trong phản ứng tách HOH ra khỏi ancol (hay tách HX ra khỏi dẫn xuất halogen RX), nhóm – OH (hay – X) ưu tiên tách ra cùng với nguyên tử H của cacbon kề bên có bậc cao hơn.

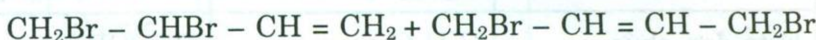
Thí dụ:



8. Quy tắc cộng halogen, hiđro halogenua vào ankađien liên hợp

Ở **nhiệt độ thấp** thì ưu tiên tạo thành sản phẩm **cộng 1, 2**; ở ***nhiệt độ cao*** thì ưu tiên tạo ra sản phẩm ***cộng 1, 4***. Nếu dùng dư tác nhân (Br_2, Cl_2...) thì chúng có thể cộng vào cả 2 liên kết đôi C = C.





ở –80°C : 80% — 20%

ở 40°C : 20% — 80%

XIV. CÔNG THỨC TỔNG QUÁT CỦA MỘT SỐ HỢP CHẤT HỮU CƠ

Chất hữu cơ	CTPT (khi đốt cháy)	CTCT (P/ư ở nhóm chức)
Hiđrocacbon	C_xH_y ($y \le 2x+2$)	$C_nH_{2n+2-2k}$
Ankan	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n+2}
Monoxicloankan	C_nH_{2n} ($n\ge3$)	C_nH_{2n} ($n\ge3$)
Anken	C_nH_{2n} ($n\ge2$)	$R_1(R_2)C=C(R_3)R_4$
Ankađien	C_nH_{2n-2} ($n\ge3$)	$R-CH=CH-(CH_2)_n-CH=CH-R'$
Ankin	C_nH_{2n-2} ($n\ge2$)	$R-C\equiv C-R'$
Ankylbenzen	C_nH_{2n-6} ($n\ge6$)	$C_6H_{6-a}R_a$
Dẫn xuất halogen	$C_xH_yX_a$	RX_a, $C_nH_{2n+2-2k-a}X_a$
Dẫn xuất halogen (no)	$C_nH_{2n+2-a}X_a$	RX_a, $C_nH_{2n+2-a}X_a$

Ancol Ancol no, hở Ancol đơn chức Ancol no, hở, đơn chức Ancol no, hở, đa chức	$C_xH_yO_z$ $C_nH_{2n+2}O_a$ C_xH_yO C_xH_yO, $C_nH_{2n+2}O$ $C_xH_yO_z$, $C_nH_{2n+2}O_a$	$R(OH)_a$, $C_nH_{2n+2-2k-a}(OH)_a$ $R(OH)_a$, $C_nH_{2n+2-a}(OH)_a$ ROH, $C_nH_{2n+1-2k}OH$ ROH, $C_nH_{2n+1}OH$ $R(OH)_a$, $C_nH_{2n+2-a}(OH)_a$
Anđehit Anđehit, no, hở Anđehit, no, hở, đơn chức	$C_xH_yO_z$ $C_xH_yO_z$ $C_nH_{2n}O$	$R(CHO)_a$, $C_nH_{2n+2-2k-a}(CHO)_a$ $R(CHO)_a$, $C_nH_{2n+2-a}(CHO)_a$ RCHO, $C_nH_{2n+1}CHO$
Xeton đơn chức Xeton no, hở, đơn chức	C_xH_yO $C_nH_{2n}O$	R–CO–R' R–CO–R'
Axit cacboxylic Axit no, hở, đơn chức	$C_xH_yO_z$ $C_nH_{2n}O_2$	$R(COOH)_a$; $C_nH_{2n+2-2k-a}(COOH)_a$ RCOOH, $C_nH_{2n+1}COOH$
Este đơn chức Este đa chức Este no, hở, đơn chức Este không no, 1 nối đôi C = C, hở, đơn chức. Este 1 vòng no, đơn chức	$C_xH_yO_2$ $C_xH_yO_z$ $C_nH_{2n}O_2$ $C_nH_{2n-2}O_2$ $C_nH_{2n-2}O_2$	RCOOR' $R_n(COO)_{n.m}R'_m$ RCOOR', $C_nH_{2n+1}COOC_mH_{2m+1}$ RCOOR'
Gluxit	$C_n(H_2O)_m$	
Amin đơn chức, bậc 1 Amin no, hở, đơn chức bậc 1	C_xH_yN $C_nH_{2n+3}N$	RNH_2, $C_nH_{2n+1-2k}NH_2$ RNH_2, $C_nH_{2n+1}NH_2$
Amino axit	$C_xH_yO_zN_t$	$(NH_2)_aC_xH_y(COOH)_b$

B. HỆ THỐNG VỀ TÍNH CHẤT VẬT LÍ, TÍNH CHẤT HOÁ HỌC, ĐIỀU CHẾ VÀ NHẬN BIẾT HỢP CHẤT HỮU CƠ

I. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

1. Ảnh hưởng của liên kết hiđro đến tính chất vật lí

– Do có liên kết hiđro giữa các phân tử với nhau (liên kết hiđro liên phân tử), các phân tử này hút nhau mạnh hơn những phân tử có cùng phân tử khối nhưng không liên kết hiđro ⇒ các chất có liên kết hiđro liên phân tử có **nhiệt độ sôi cao hơn** các chất không có liên kết hiđro (có cùng phân tử khối).

– Các chất tạo được liên kết hiđro với nước, có khả năng **tan tốt hơn** các chất không tạo được liên kết hiđro với nước.

Bảng: Khả năng hình thành liên kết hiđro của các loại hợp chất hữu cơ.

Loại chất	**Liên kết hiđro**	**Hình thành được liên kết hiđro liên phân tử**	**Hình thành liên kết hiđrovới nước**
Hiđrocacbon	không		
Dẫn xuất halogen	không		
Ancol	có	ROH...OHR	$ROH...OH_2$
Phenol	có	$C_6H_5OH...OHC_6H_5$	$C_6H_5OH...OH_2$
Ete	không		
Anđehit	có	không	$RCHO...H_2O$
Xeton	có	không	$RR'CO...H_2O$
Axit cacboxylic	có	O...H – O R–C C–R O – H...O	$RCOOH...OH_2$
Este	không		
Chất béo	không		
Glucozơ	có	có	có

Saccarozơ	có	có	có
Fructozơ	có	có	có
Mantozơ	có	có	có
Tinh bột, xenlulozơ	không		
Amin	có	không	$RNH_2...OH_2$
Amino axit	có	có	có

Chú ý: Giữa hai phân tử axit cacboxylic hình thành được liên kết hiđro bền hơn giữa hai phân tử ancol (có gốc hiđrocacbon tương tự nhau).

2. Quy luật biến đổi tính chất vật lí của chất hữu cơ

a) Trạng thái:

* Trạng thái khí:

+ Hiđrocacbon: từ $C_1 - C_4$.

+ Dẫn xuất halogen: monohalogen có phân tử khối nhỏ (CH_3F, CH_3Cl, CH_3Br).

+ Anđehit: Chỉ có HCHO, CH_3CHO.

+ Amin: chỉ có CH_3NH_2, $(CH_3)_2NH$, $(CH_3)_3N$, $C_2H_5NH_2$.

* Trạng thái rắn:

+ Phenol.

+ Dẫn xuất halogen có phân tử khối rất lớn: CH_3I, $C_6H_6Cl_6$,...

+ Mỡ động vật, cacbohiđrat, xà phòng, aminoaxit.

* Trạng thái lỏng: Hầu hết các chất thường gặp (còn lại)

b) Màu sắc:

– Khí, lỏng: không màu

– Tinh thể: trong suốt hoặc màu trắng

c) Mùi

Chất	Mùi	Chất	Mùi
Ankan lỏng	Xăng	Anđehit	Xốc, khó chịu
Hiđrocacbon thơm	Hạnh nhân	Amin	Khai, khó chịu, độc

Naphtalen	Long não	Anilin	Khó chịu, độc
Ancol	Thơm	Tecpen	Tinh dầu, nước hoa
Este	Thơm, hoa, quả chín		

d) Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi

Phụ thuộc vào:

+ Liên kết hiđro liên phân tử

+ Khối lượng phân tử.

Do đó các chất trong một dãy đồng đẳng có nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi **tăng theo** số lượng nguyên tử cacbon trong phân tử.

e) Tính tan

– Các chất hữu cơ thường ít tan trong nước, tan tốt trong các dung môi hữu cơ.

– Các chất tan được trong nước khi hình thành được liên kết hiđro với nước, độ tan giảm dần theo chiều dài của mạch cacbon.

– Trong hợp chất hữu cơ, gốc hiđrocacbon là phần kị nước, phần kị nước càng lớn thì độ tan trong nước giảm.

II. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Tác nhân	Chất phản ứng	Phương trình phản ứng	Dấu hiệu
H_2 / Ni, t^o	Anken	$R_1R_2C = CR_3R_4 + H_2 \rightarrow R_1R_2CH - CHR_3R_4$	
	Xicloankan (vòng 3,4 cạnh)	△ $+ H_2 \rightarrow CH_3CH_2CH_3$ □ $+ H_2 \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_3$	
	Ankađien	$C_nH_{2n-2} + 2H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2}$	
	Ankin	$R - C \equiv C - R' + 2H_2 \rightarrow RCH_2-CH_2-R'$	

H_2 / Ni, t^o, p cao.	Benzen và ankylbenzen	$C_nH_{2n-6} + 3H_2 \rightarrow C_nH_{2n}$	
	Stiren	$C_6H_5CH = CH_2 + 4H_2 \rightarrow C_6H_{11}CH_2–CH_3$	
	Naphtalen	$C_{10}H_8 + 2H_2 \rightarrow C_{10}H_{12}$	
	Anđehit no, hở	$R(CHO)_n + nH_2 \rightarrow R(CH_2OH)_n$	
	Xeton no, hở, đơn chức	$RCOR' + H_2 \rightarrow RCH(OH)R'$	
	Anđehit không no 1 nối đôi C = C, đơn chức, hở.	$C_nH_{2n-1}CHO + 2H_2 \rightarrow C_nH_{2n+1}CH_2OH$	
	Axit cacboxylic không no 1 nối đôi C = C, đơn chức, hở. Este tạo từ axit không no 1 nối đôi C = C, hở, đơn chức và ancol no, hở, đơn chức. Este tạo từ axit no, hở, đơn chức và ancol không no 1 nối đôi C = C, hở, đơn chức. Glucozơ	$C_nH_{2n-1}COOH + H_2 \rightarrow C_nH_{2n+1}COOH$ $C_nH_{2n-1}COOR + H_2 \rightarrow C_nH_{2n+1}COOR$ $RCOOC_nH_{2n-1} + H_2 \rightarrow RCOOC_nH_{2n+1}$	

	Fructozơ	$CH_2OH(CHOH)_4CHO + H_2$ $\rightarrow CH_2OH(CHOH)_4CH_2OH$ $CH_2OH(CHOH)_3COCH_2OH + H_2$ $\rightarrow CH_2OH(CHOH)_4CH_2OH$	
	Dầu thực vật	$(C_mH_{2m-1}COO)_3C_3H_5 + 3H_2$ Dầu ăn (lỏng) $\rightarrow (C_mH_{2m+1}COO)_3C_3H_5$ mỡ ăn (rắn)	
H_2 / Ni, t^o, p	Tetralin	$C_{10}H_{12} + 3H_2 \rightarrow C_{10}H_{18}$ đecalin.	
H_2/ Pd–$PbCO_3$	Ankin	$R - C \equiv C - R' + H_2 \rightarrow R{-}CH = CH{-}R'$ Ankin → Anken	
H_2/Fe, t^o	Vinylaxetilen	$CH_2{=}CH{-}C{\equiv}CH + H_2 \rightarrow$ $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$	
[H] (Fe / HCl)	Nitrobenzen	$C_6H_5NO_2 + 6H \rightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O$	
Cl_2/as	Ankan Xicloankan (vòng 5, 6 cạnh) Ankylbenzen Benzen	$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$ $C_6H_{12} + Cl_2 \rightarrow C_6H_{11}Cl + HCl$ $C_6H_5CH_3 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5CH_2Cl + HCl$ $C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$	Khói trắng
Cl_2 / P	Axit cacboxylic	$CH_3CH_2COOH + Cl_2$ $\rightarrow CH_3CHClCOOH + HCl$	
Cl_2/ 500°C	Anken	$CH_2{=}CH{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow$ $CH_2 = CH - CH_2Cl + HCl$	

Br_2 (dd)	Xicloankan (vòng 3 cạnh)	$C_3H_6 + Br_2 \rightarrow CH_2BrCH_2CH_2Br$	
	Anken	$CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br - CH_2Br$	
	Ankađien	$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2Br$	
	Ankin	$CH \equiv CH + 2Br_2 \rightarrow CHBr_2{-}CHBr_2$	
	Stiren	$C_6H_5CH = CH_2 + Br_2 \rightarrow C_6H_5CHBr - CH_2Br$	
	Ancol không no	$CH_2 = CH - CH_2OH + Br_2 \rightarrow BrCH_2{-}CHBr{-}CH_2OH$	
	Phenol	$C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3(OH)\downarrow + 3HBr$	kết tủa trắng
	Axit không no	$CH_2 = CH - COOH + Br_2 \rightarrow \underset{Br}{\underset{\mid}{CH_2}} - \underset{Br}{\underset{\mid}{CH}} - COOH$	
	Este không no	$CH_2 = CH - COOCH_3 + Br_2$ $\underset{Br}{\underset{\mid}{CH_2}} - \underset{Br}{\underset{\mid}{CH}} - COOCH_3$	
	Anilin	$C_6H_5NH_2 + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3(NH_2)\downarrow + 3HBr$	kết tủa trắng
$Br_2 + H_2O$	Anđehit	$CH_3CHO + Br_2 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 2HBr$	
	Glucozơ	$CH_2OH(CHOH)_4CHO + Br_2 + H_2O \rightarrow CH_2OH(CHOH)_4COOH + 2HBr$	
	Mantozơ	$C_{11}H_{21}O_{10}CHO + Br_2 + H_2O \rightarrow C_{11}H_{21}O_{10}COOH + 2HBr$	

Br_2(nguyên chất)/ Fe	Benzen Ankylbenzen	$C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$ $C_6H_5CH_3 + Br_2 \rightarrow$ o và p – $C_6H_4BrCH_3 + HBr$	
$Br_{2(h)}$/ as	Ankylbenzen	$C_6H_5CH_3 + Br_2 \rightarrow C_6H_5CH_2Br + HBr$	
Br_2/ CH_3COOH	Naphtalen Anđehit Xeton	$C_{10}H_8 + Br_2 \rightarrow \alpha - C_{10}H_7Br + HBr$ $CH_3CH_2CHO + Br_2 \rightarrow CH_3CHBr - CHO + HBr$ $CH_3COCH_3 + Br_2 \rightarrow CH_3COCH_2Br + HBr$	
H_2O / $HgSO_4$ H_2SO_4, t^o	Ankin	$CH \equiv CH + HOH \rightarrow CH_3CHO$ $CH \equiv C - CH_3 + HOH \rightarrow CH_3COCH_3$	
H_2O / H^+, t^o	Anken Este Chất béo Saccarozơ Mantozơ Tinh bột, xenlulozơ	$CH_3{-}CH = CH_2 + HOH \rightarrow CH_3{-}CHOH - CH_3$ $HCOOCH_3 + HOH \xrightarrow{H^+} HCOOH + CH_3OH$ $(RCOO)_3C_3H_5 + 3HOH \rightarrow C_3H_5(OH)_3 + 3RCOOH$ $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$ $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 2C_6H_{12}O_6$ $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$	

	Protein	Protein + H_2O → α – amino axit	
H_2O/ t^o	Anlyl halogenua Benzyl halogenua	$RCH=CH-CH_2Cl + HOH \rightarrow$ $R-CH = CH - CH_2OH + HCl$ $C_6H_5CH_2Br + H_2O$ $\rightarrow C_6H_5CH_2OH + HBr$	
HX (HCl, HBr, HI, HCN)	Anken Xicloankan (vòng 3 cạnh) Ankin Ankađien Axit không no Amino axit Ancol Amin Muối	$CH_3CH = CH_2 + HCl$ $\rightarrow CH_3CHCl - CH_3$ $C_3H_6 + HBr \rightarrow CH_3CH_2CH_2Br$ $CH \equiv CH + 2HCl \rightarrow CH_3CHCl_2$ $CH_2 = CH - CH = CH_2$ $\xrightarrow{+HBr} CH_3CHBrCH = CH_2 + CH_3CH = CH - CH_2Br$ $CH_2=CH-COOH + HBr \rightarrow$ $Br - CH_2CH_2COOH$ $H_2NCH_2COOH + HCl$ $\rightarrow ClNH_3CH_2COOH$ $ROH + HX \longrightarrow RX + H_2O$ $C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_6H_5NH_3Cl$ $C_6H_5ONa + HCl \rightarrow C_6H_5OH + NaCl$	
HCl/ $HgCl_2$,t^o	Ankin	$CH \equiv CH + HCl \rightarrow CH_2 = CH - Cl$	

HCN/ t°	Anđehit Xeton	$CH_3CHO + HCN \rightarrow$ $CH_3 - CH(OH) - CN$ $CH_3COCH_3 + HCN \rightarrow$ $CH_3 - C(OH)(CH_3) - CN$	
NaOH (dd) (kiềm)	Ankyl halogenua Phenol Axit cacboxylic Este Chất béo Amino axit Protein Muối	$C_2H_5Br + NaOH \rightarrow C_2H_5OH + NaBr$ $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$ $RCOOH + NaOH \rightarrow RCOONa + H_2O$ $RCOOR' + NaOH \rightarrow RCOONa + R'OH$ $(RCOO)_3C_3H_5 + 3NaOH \rightarrow$ $C_3H_5(OH)_3 + 3RCOONa$ $H_2NCH_2COOH + NaOH \rightarrow H_2NCH_2COONa + H_2O$ Protein + H_2O $\rightarrow$ Muối kim loại của α – amino axit $CH_3NH_3Cl + NaOH \rightarrow CH_3NH_2 + NaCl + H_2O$ $ClH_3NCH_2COOH + 2NaOH \rightarrow$ $NaCl + H_2NCH_2COONa + 2H_2O$	
Kiềm / ancol (KOH / C_2H_5OH)	Ankyl halogenua	$CH_3 - CH_2Cl \rightarrow CH_2 = CH_2 + HCl$	

NaOH, t°, p	Phenyl halogenua	$C_6H_5Cl + 2NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + NaCl + H_2O$	
NaOH/ CaO, t^0	Muối	$RCOONa + NaOH \rightarrow RH + Na_2CO_3$	
Na (kim loại kiềm)	Dẫn xuất halogen Ancol Phenol Axit cacboxylic	$2R–X + 2Na \rightarrow R - R + 2NaX$ $R(OH)_n + nNa \rightarrow R(ONa)_n + n/2H_2$ $C_6H_5OH + Na \rightarrow C_6H_5ONa + 1/2H_2$ $RCOOH + Na \rightarrow RCOONa + 1/2H_2$	
Mg/ ete	Dẫn xuất halogen	$R - X + Mg \rightarrow R - Mg - X$ Hợp chất cơ – kim	
$Cu(OH)_2$ /t° thường	Ancol đa chức có 2 nhóm –OH kề nhau. Glucozơ Fructozơ Saccarozơ Mantozơ Axit cacboxylic Protein	$2C_2H_4(OH)_2 + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_2H_5O_2)_2Cu + 2H_2O$ $2C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_6H_{11}O_6)_2Cu + 2H_2O$ $2C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_6H_{11}O_6)_2Cu + 2H_2O$ $2C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_{12}H_{21}O_{11})_2Cu + 2H_2O$ $2C_{12}H_{22}O_{11} + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_{12}H_{21}O_{11})_2Cu + 2H_2O$ $2RCOOH + Cu(OH)_2 \rightarrow (RCOO)_2Cu + 2H_2O$ $Protein + Cu(OH)_2 \rightarrow$ Màu tím	Màu tím

$LiAlH_4$	Este	$RCOOR' \rightarrow RCH_2OH + R'OH$	
CuO / t°	Ancol bậc I Ancol bậc II	$RCH_2OH + CuO \rightarrow RCHO + Cu + H_2O$ $RCHOHR' + CuO \rightarrow RCOR' + Cu + H_2O$	
$Cu(OH)_2$, t°	Anđehit Axit fomic Glucozơ Mantozơ Este của axit fomic	$RCHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} RCOOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$ $HCOOH + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} CO_2 + Cu_2O\downarrow + 3H_2O$ $CH_2OH(CHOH)_4CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0}$ $CH_2OH(CHOH)_4COOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$ $C_{11}H_{21}O_{10}CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0}$ $C_{11}H_{21}O_{10}COOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$ $HCOOR' + 2Cu(OH)_2 \rightarrow HOCOOR' + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$	Kết tủa đỏ gạch
Ag_2O / NH_3	Ankin có nối ba $C \equiv C$ đầu mạch. Anđehit Axit fomic Este của axit fomic Glucozơ	$2HC \equiv C - R' + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} 2AgC \equiv C - R\downarrow + H_2O$ $R(CHO)_n + nAg_2O \xrightarrow{NH_3} R(COOH)_n + 2nAg\downarrow$ $HCOOH + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} CO_2 + 2Ag\downarrow + H_2O$ $HCOOR + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} HOCOOR + 2Ag\downarrow$ $CH_2(OH)CH(OH)_4CHO + Ag_2O$	Kết tủa vàng nhạt Lớp kim loại sáng bóng như gương

		$\xrightarrow{NH_3}$ $CH_2(OH)CH(OH)_4COOH + 2Ag\downarrow$	
	Mantozơ	$C_{11}H_{21}O_{10}CHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$ $C_{11}H_{21}O_{10}COOH + 2Ag\downarrow$	
Chú ý	Fructozơ	Vì Fructozơ $\xrightarrow{ddNH_3}$ Glucozơ	
P_2O_5	Axit cacboxylic	$2RCOOH \longrightarrow (RCO)_2O + H_2O$	
$(CH_3CO)_2O$ / H_2SO_4 đặc.	Ancol Phenol Glucozơ Xenlulozơ	$ROH + (CH_3CO)_2O \rightarrow$ $CH_3COOR + CH_3COOH$ $C_6H_5OH + (CH_3CO)_2O$ $\rightarrow CH_3COOC_6H_5 + 2H_2O$ $C_5H_6(OH)_5CHO + 5(CH_3CO)_2O \rightarrow C_5H_6(OCOCH_3)_5CHO + 5CH_3COOH$ $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3n(CH_3CO)_2O \rightarrow [C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n + 3nCH_3COOH$	
HNO_2 (nhiệt độ thường)	Amin bậc I	$RNH_2 + HONO \rightarrow ROH + N_2 + H_2O$ $C_6H_5NH_2 + HONO \rightarrow C_6H_5OH + N_2 + H_2O$	
	Amino axit	$H_2N\ CH_2\ COOH + HONO \rightarrow HOCH_2COOH + N_2 + H_2O$	
HNO_2+ HCl (0–5°)	Amin thơm bậc I	$C_6H_5NH_2 + HONO + HCl \rightarrow C_6H_5N_2^+Cl^- + 2H_2O$ benzenđiazoni clorua	
HNO_3 đ/ H_2SO_4 đ	Benzen	$C_6H_6 + HONO_{2(đ)} \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$	

	Ankylbenzen	$C_6H_5CH_3 + 3HONO_2 \rightarrow$ 2, 4, 6 – $C_6H_2(NO_2)_3(CH_3) + 3H_2O$	
	Phenol	$C_6H_5OH + 3HONO_2 \rightarrow$ 2, 4, 6 – $C_6H_2(NO_2)_3OH + 3H_2O$	
	Nitrobenzen	$C_6H_5NO_2 + HONO_2$ $\rightarrow$ m – $C_6H_4(NO_2)_2 + H_2O$	
	Axit benzoic	$C_6H_5COOH + 2HONO_2 \rightarrow$ $C_6H_3(NO_2)_2COOH + 2H_2O$	
	Ancol	$C_3H_5(OH)_3 + 2HONO_2$ $\rightarrow C_3H_5(ONO_2)_3 + 3H_2O$	
	Xenlulozơ	$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3nHONO_2$ $\rightarrow [C_6H_7O_2(ONO_2)_3]_n + 3nH_2O$	
	Naphtalen	$C_{10}H_8 + HONO_2$ $\rightarrow \alpha - C_{10}H_7NO_2 + H_2O$	
$HNO_{3\,(đ)}$	Protein	Protein + $HNO_3 \rightarrow$ kết tủa màu vàng	Màu vàng
$KMnO_4$ (dd) (loãng, lạnh)	Anken	$3CH_2 = CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O$ $\rightarrow 3HOCH_2 - CH_2OH + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$	Mất màu tím
	Ankin	Phức tạp	Mất màu tím
	Ankađien		Mất màu tím

	Stiren	$3C_6H_5CH = CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3C_6H_5CH(OH) - CH_2(OH) + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$	
	Ancol không no		Mất màu tím
	Axit không no		Mất màu tím
	Este không no		Mất màu tím
	Anđehit	$3RCHO + 2KMnO_4 \rightarrow 2RCOOK + 2MnO_2 + RCOOH + H_2O$	Mất màu tím, có kết tủa nâu
	Glucozơ Mantozơ		Mất màu tím
$KMnO_4$ (dd), t^o	Ankylbenzen	$C_6H_5CH_3 + 2KMnO_4 \xrightarrow{t^o} C_6H_5COOK + KOH + 2MnO_2\downarrow + 2H_2O$	Mất màu tím, có kết tủa nâu
H_2SO_4đ, t^o	Ancol	$CH_3CH_2OH \rightarrow CH_2 = CH_2 + H_2O$ $2CH_3CH_2OH \rightarrow C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$	
	Ancol + axit cacboxylic	$RCOOH + R'OH \rightleftarrows RCOOR' + H_2O$	
	Cacbohiđrat	$C_n(H_2O)_m \rightarrow nC + mH_2O$	Hoá đen
Men (enzim)	Glucozơ	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$ $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3-CH(OH)-COOH$ Axit lactic	

	Ancol etylic	$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$	
Quỳ tím (ẩm)	Axit cacboxylic	$R(COOH)_n \rightarrow$ đỏ	Hoá đỏ
	Amin béo	$RNH_2 \rightarrow$ xanh	Hoá xanh
O_2/xt, t^0	Ankan	$CH_4 + O_2 \rightarrow HCHO + H_2O$	
O_2/Cu, t^0, p	Ankan	$2CH_4 + O_2 \rightarrow 2CH_3OH$	
O_2/Mn^{2+}, t^0	Ankan	$RCH_2CH_2R' + 5/2O_2 \rightarrow RCOOH + R'COOH + H_2O$	
	Anđehit	$CH_3CHO + 1/2O_2 \rightarrow CH_3COOH$	
O_2/Ag, t^0	Anken	$CH_2 = CH_2 + 1/2O_2 \rightarrow (CH_2 - CH_2)O$ Etilen oxit	
O_2/Cu, t^0	Ancol bậc I	$RCH_2OH + 1/2O_2 \xrightarrow{Cu,t^0} RCHO + H_2O$	
	Ancol bậc II	$R\ CH(OH) - R' + 1/2\ O_2 \xrightarrow{Cu,t^0} R - CO - R' + H_2O$	
O_2/V_2O_5, t^0	Naphtalen	Naphtalen + $O_2 \rightarrow$ Anhiđrit phtalic	
O_2 (kk)	Phenol	Bị oxi hoá	Chất có màu hồng
	Anilin	Bị oxi hoá	Chất có màu đen
	Dầu mỡ ăn	Bị oxi hoá	Mùi ôi

Đề hiđro hoá	Ankan	$C_nH_{2n+2} \to C_nH_{2n} + H_2$	
	Xicloankan	$C_nH_{2n} \to C_nH_{2n-6} + 3H_2$	
Crackinh	Ankan	$C_nH_{2n+2} \to C_mH_{2m} + C_kH_{2k+2}$	
Rifominh	Ankan	Ankan thẳng → ankan nhánh Ankan thẳng → xicloankan Ankan thẳng → Aren	
	Xicloankan	Xicloankan ⟶ Aren	
Đime hoá	Axetilen	$2CH \equiv CH \xrightarrow{Xt,t^0} CH_2 = CH - C \equiv CH$	
Trime hoá	Axetilen	$3CH \equiv CH \xrightarrow{Xt,t^0} C_6H_6$ (benzen)	
Trùng hợp	Không no	$nCH_2 = CH_2 \xrightarrow{T.H} (- CH_2 - CH_2 -)_n$	
Trùng ngưng	Có nhóm chức phản ứng được với nhau	$nH_2NCH_2COOH \longrightarrow (- HN - CH_2 - CO -)_n + nH_2O$	

III. PHƯƠNG PHÁP ĐIỀU CHẾ VÀ SẢN XUẤT MỘT SỐ CHẤT HỮU CƠ TRONG PHÒNG THÍ NGHIỆM VÀ CÔNG NGHIỆP

Chất	Trong phòng thí nghiệm	Trong công nghiệp
Metan CH_4	$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 3CH_4 + 4Al(OH)_3$ $CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{CaO, t^0} CH_4 + Na_2CO_3$	Khai thác từ khí thiên nhiên, quá trình chế biến dầu mỏ, ...
Butan C_4H_{10}		Khai thác từ khí dầu mỏ
Isopentan		Khai thác từ khí dầu mỏ
Etilen C_2H_4	$C_2H_5OH \xrightarrow[170^0C]{H_2SO_4} C_2H_4 + H_2O$	Từ quá trình crackinh
Axetilen C_2H_2	$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$	$2CH_4 \xrightarrow{1500^\circ C, LLN} C_2H_2 + 3H_2$
Butađien C_4H_6	$2CH \equiv CH \longrightarrow CH_2{=}CH-C \equiv CH \xrightarrow[Fe, t^0]{+H_2} CH_2{=}CH-CH{=}CH_2$	$2C_2H_5OH \xrightarrow{xt, t^0} CH_2{=}CH-CH{=}CH_2 + H_2 + 2H_2O$ $CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow{xt, t^0} CH_2{=}CH-CH{=}CH_2 + 2H_2$
Isopren C_5H_8		$CH_3-CH(CH_3)-CH_2CH_3 \rightarrow CH_2{=}C(CH_3)-CH{=}CH_2$
Benzen C_6H_6	$3CH \equiv CH \xrightarrow[600^0C]{C}$ (benzen)	$CH_3(CH_2)_4CH_3 \xrightarrow[4H_2]{xt, t^0}$ (benzen)

Toluen $C_6H_5CH_3$	$C_6H_6 + CH_3Cl \xrightarrow[80^0C]{AlCl_3} C_6H_5CH_3 + HCl$	$CH_3(CH_2)_5CH_3 \xrightarrow[4H_2]{xt,t^0}$ toluen
Etylbenzen $C_6H_5C_2H_5$	$C_6H_6 + C_2H_5Br \xrightarrow[t^0]{A;Cl_3} HBr + C_6H_5CH_2CH_3$	$C_6H_5CH = CH_2 \xrightarrow[+H_2]{xt,t^0} C_6H_5CH_2 - CH_3$
Clobenzen C_6H_5Cl	$C_6H_6 \xrightarrow{Fe,t^o} C_6H_5Cl + HCl$	
Nitrobenzen $C_6H_5NO_2$	$C_6H_6 \xrightarrow[t^0]{H_2SO_{4d}} C_6H_5NO_2 + H_2O$	
TNT $C_6H_2(NO_2)_3$ CH_3		$C_6H_5CH_3 + 3HONO_{2d} \xrightarrow{H_2SO_{4d}} C_6H_2(NO_2)_3CH_3 + 3H_2O$
Cloran $C_6H_6Cl_6$	$C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{as} C_6H_6Cl_6$	
Vinyl clorua $CH_2=CH-$ Cl		$CH\equiv CH + HCl \xrightarrow[150^0.200^0C]{HgCl_2} CH_2=CH-Cl$

Allyl clorua $CH_2=CH-CH_2Cl$		$CH_2=CH-CH_3 + Cl_2 \xrightarrow[-HCl]{500^0C} CH_2=CH-CH_2Cl$
C_2H_5OH Etanol	$C_2H_5Cl + NaOH \xrightarrow{dd,t^0} C_2H_5OH + NaCl$	$CH_2=CH_2 + HOH \xrightarrow{H^+,t^0} CH_3-CH_2OH$ $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{men rượu}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$
Metanol CH_3OH	$CH_3Cl + NaOH \xrightarrow{p,t^0} CH_3OH + NaCl$	$CO + 2H_2 \xrightarrow{xt,t^0,p} CH_3OH$ $2CH_4 + O_2 \xrightarrow{xt,t^0,p} 2CH_3OH$
Phenol C_6H_5OH	$C_6H_5Cl + 2NaOH_{(đặc,dư)} \xrightarrow{P,t^0} C_6H_5ONa + NaCl + 2H_2O$ $C_6H_5ONa + HCl \rightarrow C_6H_5OH + NaCl$	$C_6H_6 \xrightarrow[H^+]{CH_2=CH-CH_3} C_6H_5CH(CH_3)_2 \xrightarrow[2.H_2SO_4]{1.O_2} C_6H_5OH + CH_3COCH_3$
Glixerol $C_3H_5(OH)_3$		* $C_3H_5(OCOR)_3 + 3NaOH \xrightarrow{t^0} C_3H_5(OH)_3 + 3RCOONa$ * $CH_2=CH-CH_3 \xrightarrow[-HCl]{+Cl_2,500^0C} CH_2=CH-CH_2Cl \xrightarrow[2HCl]{+Cl_2+H_2O} CH_2Cl-CHOH-CH_2Cl \xrightarrow[2NaCl]{+2NaOH} CH_2OH-CHOH-CH_2OH$

Anđehit fomic HCHO	$2CH_3OH + O_2 \xrightarrow{Ag,t^0} 2HCHO + 2H_2O$	$CH_4 + O_2 \xrightarrow{Xt,t^0} HCHO + H_2O$
Anđehit axetic CH_3CHO	$C_2H_5OH + CuO \xrightarrow{t^0} CH_3CHO + Cu + H_2O$	$2CH_2{=}CH_2+O_2 \xrightarrow{PdCl_2,CuCl_2} 2CH_3CHO$ $CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow[80^0C]{HgSO_4,H_2SO_4} CH_3CHO$
Axeton CH_3COCH_3	$(CH_3COO)_2Ca \xrightarrow{t^0} CH_3COCH_3 + CaCO_3$	$C_6H_5CH(CH_3)_2 \xrightarrow[2.H_2SO_4,20\%]{1.O_2} C_6H_5OH + CH_3COCH_3$
Axit cacboxylic RCOOH	$R - X \xrightarrow[KX]{+KCN} R - C \equiv N \xrightarrow[-NH_4^+]{H^+,t^0} RCOOH$	
Axit axetic CH_3COOH		$CH_3CH_2OH + O_2 \xrightarrow{\text{men giấm}} CH_3COOH + H_2O$ $2CH_3CHO + O_2 \xrightarrow{Xt,t^0} 2CH_3COOH$ $CH_3OH + CO \xrightarrow{Xt,t^0} CH_3COOH$
Axit benzoic C_6H_5COOH	$C_6H_5CH_3 \xrightarrow{ddKMnO_4,t^0} C_6H_5COOK \rightarrow C_6H_5COOH$	
Anhiđrit axetic $(CH_3CO)_2O$	$2CH_3COOH \xrightarrow{P_2O_5} (CH_3CO)_2O + H_2O$	
Este RCOOR'	$RCOOH + R'OH \underset{t^0}{\overset{H_2SO_4}{\rightleftarrows}} RCOOR' + H_2O$	

Phenyl axetat $CH_3COOC_6H_5$	$(CH_3CO)_2O + C_6H_5OH \xrightarrow{xt} CH_3COOC_6H_5 + CH_3COOH$	
Xà phòng		* Thực hiện phản ứng xà phòng hoá. * $RCH_2CH_2R' \xrightarrow[Mn^{2+},t^0]{+O_2}$ $\begin{matrix} RCOOH \\ RCOOH \end{matrix} \rightarrow \begin{matrix} RCOONa \\ R'COONa \end{matrix}$
Chất giặt rửa tổng hợp		$RCH_3 \xrightarrow{[O]}$ $RCOOH \xrightarrow{khử} RCH_2OH$ $\xrightarrow{H_2SO_{4dac}}$ $RCH_2OSO_3H \longrightarrow RCH_2OSO_3^-Na^+$
Glucozơ $C_6H_{12}O_6$		$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{H^+,t^0} nC_6H_{12}O_6$
Sobitol		$CH_2(OH)[CH(OH)]_4CHO + H_2 \xrightarrow[t^0]{Ni}$ $CH_2(OH)-[CH(OH)]_4-CH_2(OH)$
Mantozơ $C_{12}H_{22}O_{11}$	$2(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow[(mầm\ lúa)]{menamilaz} nC_{12}H_{22}O_{11}$	
Xenlulozơ trinitrat		$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3nHNO_{3(d)} \xrightarrow[t^0]{H_2SO_{4d}}$ $[C_6H_7O_2(ONO_2)_3]_n + 3nH_2O$
Xenlulozơ triaxetat		$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3n(CH_3CO)_2O \xrightarrow[t^0]{H_2SO_{4d}}$ $[C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n + 3nCH_3COOH$

Tơ visco		Xenlulozơ $\xrightarrow[+NaOH]{+CS_2}$ Visco $\xrightarrow{H_2SO_4}$ Tơ visco
Amin	$NH_3 \xrightarrow{+RI} RNH_2 \xrightarrow{+RI} R_2NH \xrightarrow{+RI} R_3N$	
Anilin	$C_6H_5NO_2 + 6H \xrightarrow{Fe+HCl,t^0} C_6H_5NH_2 + 2H_2O$	
Muối điazoni	$C_6H_5NH_2+HNO_2+HCl \xrightarrow{0^0-5^0C} C_6H_5N_2^+Cl^- + 2H_2O$ Benzenđiazoni clorua	
α – amino axit		Protein + $nH_2O \xrightarrow[hoặc\ OH]{H^+}$ α – amino axit

PHƯƠNG PHÁP TỔNG HỢP MỘT SỐ POLIME TRONG CÔNG NGHIỆP

Polime	Phương pháp tổng hợp
Polietilen, (PE)	$nCH_2=CH_2 \xrightarrow{t^0,p,xt} (CH_2-CH_2)_n$
Poli (vinyl clorua), (PVC)	$nCH_2=CH(Cl) \xrightarrow{t^0,xt,P} (CH_2-CH(Cl))_n$
Poli (metyl metacrylat) (Thuỷ tinh hữu cơ, plexiglas)	$nCH_2=C(CH_3)-COOCH_3 \xrightarrow{xt,t^0} (CH_2-C(CH_3)(COOCH_3))_n$
Polistiren	$nCH_2=CH(C_6H_5) \xrightarrow{xt,t^0,P} (CH_2-CH(C_6H_5))_n$
Teflon	$nCF_2=CF_2 \xrightarrow{xt,t^0,P} (CF_2-CF_2)_n$
Cao su buna	$nCH_2=CH-CH=CH_2 \xrightarrow{Na,t^0,P} (CH_2-CH=CH-CH_2)_n$

Cao su buna – S [poli(butađien–stiren)]	$nCH_2=CH-CH=CH_2 + nCH_2=CH(C_6H_5) \xrightarrow{xt,P,t^0} (-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_2-CH(C_6H_5)-)_n$
Cao su buna – N	$nCH_2=CH-CH=CH_2 + CH_2=CH-CN \xrightarrow{P,xt,t^0} (-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_2-CH(CN)-)_n$
Cao su isopren (Poliisopren)	$nCH_2=C(CH_3)-CH=CH_2 \xrightarrow{xt,t^0,P} (-CH_2-C(CH_3)=CH-CH_2-)_n$
Policloropren (cao su cloropren)	$nCH_2=C(Cl)-CH=CH_2 \xrightarrow{xt,t^0,P} (-CH_2-CCl=CH-CH_2-)_n$
Polifloropren (Cao su floropren)	$nCH_2=CF-CH=CH_2 \xrightarrow{xt,t^0,P} (-CH_2-CF=CH-CH_2-)_n$
Capron	$nCH_2<\begin{matrix}CH_2-CH_2-CO\\CH_2-CH_2-NH\end{matrix}$ (vòng) $\xrightarrow{xt,t^0,P} (-NH[CH_2]_5CO-)_n$ Caprolactam capron
Nilon – 6	$nH_2N(CH_2)_5COOH \xrightarrow{t^0} (-NH[CH_2]_5CO-)_n + nH_2O$ Axit ε – aminocaproic policaproamit (nilon – 6)
Nilon – 7 (Tơ enang)	$nH_2N(CH_2)_6COOH \xrightarrow{t^0} (-NH[CH_2]_6CO-)_n + nH_2O$ axit 7– aminoheptanoic (axit aminoenantoic) Nilon – 7 (Tơ enang)

Nilon – 6, 6	$nH_2N(CH_2)_6NH_2 + nHOOC(CH_2)_4COOH$ Hexametylenđiamin Axit ađipic $\xrightarrow{t^0} (NH(CH_2)_6NHCO(CH_2)_4CO)_n + 2nH_2O$ Poli(hexametylen – ađipamit)
Tơ lapsan (tơpolieste)	$n(p{-}HOOC{-}C_6H_4{-}COOH) + nHO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$ axit terephtalic etylen glicol $\rightarrow (CO - C_6H_4 - CO - O - CH_2 - CH_2 - O)_n$ Poli(etylen – terephtalat)
Tơ nitron (hay olon) (Tơ vinylic)	$nCH_2{=}\underset{\displaystyle CN}{\underset{\vert}{CH}} \xrightarrow{xt, t^0} (CH_2 - \underset{\displaystyle CN}{\underset{\vert}{CH}} -)_n$ acrilonitrin poliacrilonitrin
Tơ visco (Xenlulozơ hiđrat)	Xenlulozơ $\xrightarrow[CS_2]{+NaOH}$ Visco $\xrightarrow{ddH_2SO_4}$ Tơ visco * $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + nNaOH + nCS_2$ $\rightarrow [C_6H_7O_2(OH)_2O\underset{\displaystyle SNa}{\underset{\vert}{C}}{=}S]_n + nH_2O$ * $[C_6H_7O_2(OH)_2O - \underset{\displaystyle SNa}{\underset{\vert}{C}} = S]_n + nH_2SO_4$ $\rightarrow [C_6H_7O_2(OH)_3]_n + nCS_2 + nNaHSO_4$ Xenlulozơ hiđrat (tơ visco)
Tơ axetat (Xenlulozơ điaxetat và xenlulozơ triaxetat)	$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 2n(CH_3CO)_2O$ $\xrightarrow{H_2SO_{4đặc}} [C_6H_7O_2(OH)(OCOCH_3)_2]_n + 2nCH_3COOH$ $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3n(CH_3CO)_2O$ $\xrightarrow{H_2SO_{4đặc}} [C_6H_7O_2(OCOCH_3)_3]_n + 3nCH_3COOH$

IV. NHẬN BIẾT CÁC CHẤT HỮU CƠ

Chất	Thuốc thử	Dấu hiệu	Phương trình phản ứng
Ankan	Cl_2 / as	Sản phẩm làm quỳ tím ẩm hoá đỏ.	$C_2H_6 + Cl_2 \xrightarrow{as} C_2H_5Cl + HCl$ Quỳ tím ẩm $\xrightarrow{HCl}$ Hoá đỏ
Xicloankan (vòng 3 cạnh)	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	▷ + $Br_2 \rightarrow BrCH_2CH_2CH_2Br$ nâu không màu
Anken	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow BrCH_2 - CH_2Br$ nâu không màu
	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, tạo kết tủa nâu	$3CH_2 = CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3CH_2OH - CH_2OH + 2KOH + 2MnO_2\downarrow$
Ankin R–C≡C–R'	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$CH \equiv CH + 2Br_2 \rightarrow CHBr_2 - CHBr_2$ nâu không màu
	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, tạo kết tủa nâu	$3CH\equiv CH + 8KMnO_4$ Tím $\rightarrow 3KOOC - COOK + 2KOH + 8MnO_2\downarrow + 2H_2O$ nâu
Ankin có nối ba C≡C đầu mạch HC≡C–R	dd Ag_2O/NH_3	Kết tủa vàng nhạt	$2HC \equiv C-CH_3 + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$ $2AgC \equiv C-CH_3\downarrow + H_2O$ vàng nhạt
Ankađien	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	TT anken
	$KMnO_4$	Mất màu tím	TT anken

Benzen	Cl_2 / as	Khói trắng	$C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{as} C_6H_6Cl_6$ (khói trắng)
Ankylbenzen	$KMnO_4$ (dd) (đun nóng)	Mất màu tím, có kết tủa nâu	$C_6H_5CH_3 + 2KMnO_4 \rightarrow C_6H_5COOK + KOH + 2MnO_2\downarrow + H_2O$ (Tím; MnO_2 nâu)
Stiren	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$C_6H_5CH = CH_2 + Br_2 \rightarrow C_6H_5CHBr - CH_2Br$ (Br_2 nâu; sản phẩm không màu)
	$KMnO_4$ (dd) (nhiệt độ thường)	Mất màu tím, có kết tủa nâu	$3C_6H_5CH=CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3C_6H_5\ CHOH - CH_2OH + 2MnO_2\downarrow + 2KOH$ (MnO_2 nâu)
Ancol đơn chức	Na	Có khí thoát ra	$2ROH + 2Na \longrightarrow 2RONa + H_2\uparrow$
	CuO / t^0	Chất rắn màu đen →đỏ	$CH_3OH + CuO \rightarrow HCHO + Cu + H_2O$ (CuO Đen; Cu đỏ)
Ancol, đơn chức, bậc I	CuO, t^0 và Ag_2O/NH_3	Tạo ra lớp bạc sáng như gương	$C_2H_5OH + CuO \xrightarrow{t^0} CH_3CHO + Cu + H_2O$ (CuO Đen; Cu đỏ) $CH_3CHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} CH_3COOH + 2Ag\downarrow$
	HCl / $ZnCl_2$ (đun nóng)	Xuất hiện chất lỏng không tan	$C_2H_5OH + HCl \xrightarrow[t^0]{ZnCl_2} C_2H_5Cl + H_2O$ (C_2H_5Cl không tan)
Ancol, đơn chức	HCl / $ZnCl_2$ (nhiệt	Một thời gian sẽ xuất hiện	$CH_3 - CH(OH) - CH_3 + HCl$

Bậc II	độ thường)	chất lỏng không tan chìm xuống	$\xrightarrow[\text{chậm}]{ZnCl_2}$ $CH_3 - CH(Cl) - CH_3 + H_2O$ không tan
	CuO, t^0 và Ag_2O / NH_3	Không xảy ra phản ứng tráng gương	$CH_3 - CH(OH) - CH_3 + CuO$ $\xrightarrow{t^0}$ $CH_3 - CO - CH_3 + H_2O + Cu$ $CH_3COCH_3 + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$ không xảy ra
Ancol đơn chức bậc III	HCl / $ZnCl_2$ (nhiệt độ thường)	Tạo ra chất lỏng không tan chìm xuống ngay tức thời.	$(CH_3)_3C - OH + HCl$ $\xrightarrow{t^0}$ $(CH_3)_3C - Cl + H_2O$ Không tan
Ancol không no	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$CH_2 = CH - CH_2OH + Br_2$ (nâu) $\rightarrow CH_2Br - CHBr - CH_2OH$ (không màu)
	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, có kết tủa nâu	TT anken
Ancol đa chức có 2 nhóm OH cạnh nhau	$Cu(OH)_2$, nhiệt độ thường	$Cu(OH)_2$ tan tạo ra phức chất màu xanh lam.	$2\,CH_2(OH) - CH_2(OH) + Cu(OH)_2 \rightarrow$ $[(CH_2O)_2Cu(H)_2(OCH_2)_2]$ + $2H_2O$ Xanh lam
Phenol	Br_2 (dd)	Kết tủa trắng	$C_6H_5OH + 3Br_2$ $\rightarrow C_6H_2Br_3OH\downarrow + 3HBr$ 2, 4, 6 – tribromphenol (trắng)

	Na / t^0	Khí bay ra	$C_6H_5OH + Na \longrightarrow C_6H_5ONa + 1/2\ H_2\uparrow$
	NaOH (dd)	Dung dịch đồng nhất	$C_6H_5OH + NaOH \xrightarrow{dd} C_6H_5ONa + H_2O$ Không tan → tan
Anđehit RCHO	Ag_2O / NH_3 (dd)	Lớp bạc sáng như gương	$RCHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} RCOOH + 2Ag\downarrow$ ánh kim
	$Cu(OH)_2$ / t^0 (đun nóng)	Kết tủa đỏ gạch	$RCHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} RCOOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$ Xanh → đỏ gạch
	Br_2 + H_2O	Mất màu nâu	$RCHO + Br_2 + H_2O \rightarrow RCOOH + 2HBr$ nâu → không màu
	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, có kết tủa nâu	$3RCHO + 2KMnO_4 \rightarrow 2RCOOK + RCOOH + 2MnO_2\downarrow + H_2O$ Tím → Nâu
Xeton	Ag_2O / NH_3	Không tạo ra Ag	Do xeton không có phản ứng với các chất này (khác với anđehit).
	$Cu(OH)_2$ / t^0	Không có kết tủa đỏ gạch	
	Br_2 / H_2O	Không làm mất màu nâu	
	$KMnO_4$ (dd)	Không làm mất màu tím	
Axit cacboxylic RCOOH	Quỳ tím ẩm	Hoá đỏ	Tính axit

	Na	Có khí bay ra	$2RCOOH + 2Na \rightarrow 2RCOONa + H_2\uparrow$
	$CaCO_3$	Tan, có khí bay ra	$2RCOOH + CaCO_3 \rightarrow (RCOO)_2Ca + CO_2\uparrow + H_2O$
	$Cu(OH)_2$	Tan, dung dịch màu xanh	$2RCOOH + Cu(OH)_2$ (không tan) $\rightarrow (RCOO)_2Cu$ (xanh) $+ 2H_2O$
Axit cacboxylic không no	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$CH_2 = CH - COOH + Br_2$ (nâu) $\rightarrow CH_2Br - CHBr - COOH$ (không màu)
	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, có kết tủa nâu	T.T. anken
Axit fomic HCOOH	Ag_2O / NH_3	Như anđehit	Do có nhóm chức – CHO $HCOOH + Ag_2O \xrightarrow{Mt} 2Ag\downarrow + CO_2 + H_2O$
	Cu $(OH)_2$ / t^0		$HCOOH + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0} Cu_2O\downarrow + CO_2 + 3H_2O$ $HCOOH + Br_2$ (nâu) $\longrightarrow CO_2\uparrow + 2HBr$ (không màu)
	Br_2 (dd)		
Este		Mùi thơm	
	H_2O	Không tan	
	NaOH (dd)	Tan	$CH_3COOC_2H_5$ (Không tan) $+ NaOH \longrightarrow CH_3COONa$ (tan) $+ C_2H_5OH$ (tan)
Este không no	Br_2 (dd)	Mất màu nâu	$CH_2 = CH - COOCH_3 + Br_2$ (nâu) $\rightarrow CH_2Br - CHBrCOOCH_3$ (không màu)

	$KMnO_4$ (dd)	Mất màu tím, kết tủa nâu	T.T. Anken
Este của axit fomic HCOOR'	Ag_2O / NH_3	Lớp Ag sáng như gương	$HCOOC_2H_5 + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$ $HOCOOC_2H_5 + 2Ag\downarrow$
	$Cu(OH)_2$ / t^0	Kết tủa đỏ gạch	$HCOOCH_3 + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0}$ $HOCOOCH_3 + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$
	$Br_2 + H_2O$	Mất màu nâu	$HCOOCH_3 + Br_2 + H_2O$ (nâu) $\rightarrow HOCOOCH_3 + 2HBr$ (không màu)
Dầu mỡ động, thực vật	NaOH dd / t^0 Và $Cu(OH)_2$ (nhiệt độ thường)	Dung dịch màu xanh lam	$C_3H_5(OOCR)_3 + 3NaOH$ (không tan) $\xrightarrow{t^0} C_3H_5(OH)_3 + 3RCOONa$ (tan, tan) $2C_3H_5(OH)_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow (C_3H_7O_3)_2Cu + 2H_2O$ (xanh, tan)
	NaOH (dd)/t^0	Tan	$C_3H_5(OOCR)_3 + 3NaOH$ (Không tan) $\xrightarrow{t^0} C_3H_5(OH)_3 + 3RCOONa$ (tan, tan)
Glucozơ (dd)	Ag_2O / NH_3 (dd)	Lớp Ag sáng như gương	$CH_2(OH)-[CH(OH)]_4-CHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3}$ $CH_2(OH)-[CH(OH)]_4-COOH + 2Ag\downarrow$
	$Cu(OH)_2$ (t^0 thường)	Dung dịch màu xanh lam	Tính chất của ancol đa chức

	$Cu(OH)_2$ (nhiệt độ cao)	Kết tủa đỏ gạch	$CH_2(OH)-[CH(OH)]_4-CHO + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^0}$ $CH_2(OH)-[CH(OH)]_4COOH + \underset{\text{đỏ gạch}}{Cu_2O}\downarrow + 2H_2O$
	Br_2 + H_2O	Mất màu nâu	$CH_2(OH)-[CH(OH)]_4CHO + \underset{\text{nâu}}{Br_2} + H_2O$ $\rightarrow CH_2(OH)-[CH(OH)]_4COOH + 2HBr$ Axit gluconic (không màu)
Fructozơ (dd)	Ag_2O/NH_3 dd	Lớp Ag sáng như gương	do Fructozơ $\xrightarrow{OH^-}$ Glucozơ $\xrightarrow{Ag_2O/NH_3} Ag\downarrow$
	$Cu(OH)_2$ (t^0 thường)	Dung dịch màu xanh lam.	Tính chất của ancol đa chức.
	Br_2 + H_2O	Không có hiện tượng gì	$CH_2(OH)-[CH(OH)]_4COCH_2(OH) + Br_2 + H_2O$ $\rightarrow$ không phản ứng
Saccarozơ (dd)	$Cu(OH)_2$ (t^0 thường)	Dung dịch màu xanh lam	Tính chất của ancol đa chức.
	dd H^+/t^0 và Ag_2O/NH_3	Tạo Ag sáng như gương	$\underset{\text{saccarozơ}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H^+, t^0} \underset{\text{glucozơ}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fructozơ}}{C_6H_{12}O_6}$ glucozơ, fructozơ $\xrightarrow{Ag_2O/NH_3} Ag\downarrow$

Mantozơ (dd)	$Cu(OH)_2$ (t^0 thường)	Dung dịch màu xanh lam	Tính chất của ancol đa chức
	Ag_2O / NH_3	Kim loại Ag	– Trong dung dịch, gốc α – glucozơ thứ 2 có thể mở vòng tạo ra nhóm –CHO. Do đó mantozơ có phản ứng đặc trưng của nhóm –CHO.
	$Cu(OH)_2$ (t^0 cao)	Kết tủa đỏ gạch	
	$Br_2 + H_2O$	Mất màu nâu	– Tương tự glucozơ
Tinh bột	I_2 (dd)	Phức màu xanh, đun nóng màu xanh biến mất, để nguội lại hiện ra.	Tinh bột + $I_2 \longrightarrow$ phức màu xanh
Xenlulozơ	$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$	Tan	Xenlulozơ tan được trong dung dịch $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$
Cacbohiđrat	H_2SO_4 đậm đặc	Hoá than (đen)	$C_n(H_2O)_m \xrightarrow{H_2SO_{4\,đặc}} nC + mH_2O$ Trắng Đen
Amin no, hở	Giấy quỳ ẩm	Hoá xanh	Tính bazơ
	dd HCl đặc	Khói trắng	$RNH_2 + HCl_{(đặc)} \rightarrow RNH_3Cl$ khói trắng
Anilin	Giấy quỳ ẩm	Không đổi màu	Tính bazơ yếu (không làm giấy quỳ ẩm hoá xanh)
	dd HCl	Đồng nhất	$C_6H_5NH_2 + HCl \longrightarrow C_6H_5NH_3Cl$ Không tan tan
	dd Br_2	Kết tủa trắng	$C_6H_5NH_2 + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2NH_2Br_3\downarrow + 3HBr$ trắng

Amino axit $C_xH_y\begin{smallmatrix}(NH_2)_a\\(COOH)_b\end{smallmatrix}$	giấy quỳ ẩm	Hoá đỏ (a<b)	Giấy quỳ ẩm $\xrightarrow{HOOCCH_2CH_2CH(NH_2)COOH}$ hoá đỏ
		Hoá xanh (a>b)	Giấy quỳ ẩm $\xrightarrow{H_2N(CH_2)_4CH(NH_2)COOH}$ hoá xanh
		Không đổi màu (a=b)	Giấy quỳ ẩm $\xrightarrow{H_2NCH_2COOH}$ không đổi màu
Protein	Nhiệt độ	Đông tụ	Dung dịch lòng trắng trứng $\xrightarrow{t^0}$ Đông tụ
	Đốt cháy	Mùi khét	
	$Cu(OH)_2$	Màu tím	Protein $\xrightarrow{+Cu(OH)_2}$ chất màu tím
	HNO_3 đặc	Kết tủa màu vàng	Protein $\xrightarrow{+HNO_3 đặc}$ kết tủa màu vàng
PVC	Đốt cháy, dd $AgNO_3$	Kết tủa trắng	$(CH_2-\underset{Cl}{CH})\xrightarrow{+O_2} CO_2 + H_2O + HCl$ $HCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$ Trắng
Dẫn xuất halogen	dd NaOH, t^0 và dd $AgNO_3$	Kết tủa trắng	$CH_3Cl + NaOH \xrightarrow{t^0} CH_3OH + NaCl$ $HCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$
Allyl hoặc benzyl halogen	dd $AgNO_3/t^0$	Kết tủa trắng	$CH_2=CH-CH_2Cl + H_2O + AgNO_3 \xrightarrow{t^0}$ $CH_2=CH-CH_2OH + AgCl\downarrow + HNO_3$ trắng $C_6H_5CH_2Cl + H_2O + AgNO_3 \xrightarrow{t^0}$ $C_6H_5CH_2OH + AgCl\downarrow + HNO_3$ trắng

Dẫn xuất halogen	Dây đồng sạch được đốt nóng	Ngọn lửa màu xanh lá mạ.	Phương pháp: Nhúng sợi dây đồng sạch vào dẫn xuất halogen. Sau đó, đốt sợi dây đồng này trên ngọn lửa đèn cồn thì thấy ngọn lửa nhuốm màu xanh lá mạ (sau một thời gian đốt ngọn lửa mất màu xanh). Giải thích: $2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$ Dẫn xuất halogen $\xrightarrow{+O_2, t^0}$ HX+... $2HX + CuO \longrightarrow CuX_2 + H_2O$ Khi đốt nóng đỏ, CuX_2 bị phân tán vào ngọn lửa. Màu xanh lá mạ là màu đặc trưng cho Cu^{2+} trong ngọn lửa (giống như màu vàng đặc trưng của ion Na^+ trong ngọn lửa).

C. MỘT SỐ VẤN ĐỀ CẦN CHÚ Ý KHI LÀM TOÁN HOÁ HỮU CƠ

1. Về hiđrocacbon

a) Đốt cháy hiđrocacbon.

$$C_xH_y + (x + \frac{y}{4})O_2 \longrightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$$

+ Nếu $n_{CO_2} < n_{H_2O} \Rightarrow C_xH_y$ là ankan (C_nH_{2n+2}), lúc đó $n_{ankan} = n_{H_2O} - n_{CO_2}$

+ Nếu $n_{CO_2} = n_{H_2O} \Rightarrow C_xH_y$ là anken hoặc monoxicloankan.

+ Nếu $n_{CO_2} > n_{H_2O} \Rightarrow C_xH_y$ là ankin (C_nH_{2n-2}) hoặc ankađien (C_nH_{2n-2}) hoặc ankylbenzen (C_nH_{2n-6}), ...

+ Nếu là C_nH_{2n-2} thì $n_{C_nH_{2n-2}} = n_{CO_2} - n_{H_2O}$

+ Nếu đốt cháy hỗn hợp hiđrocacbon và cho toàn bộ sản phẩm vào bình nước vôi trong (hoặc $Ba(OH)_2$)thu được:

• Kết tủa và dung dịch có khối lượng tăng so với ban đầu ta có phương trình: $m_{CO_2} + m_{H_2O} = m_{\text{kết tủa}} + m_{\text{dd tăng}}$

• Kết tủa và dung dịch có khối lượng giảm so với ban đầu ta có phương trình: $m_{CO_2} + m_{H_2O} = m_{\text{kết tủa}} - m_{\text{dd giảm}}$

b) Các phản ứng đặc trưng của hiđrocacbon không no.

- Nếu cho hỗn hợp có chứa hiđrocacbon không no và hiđro đi qua Ni nung nóng thì:

$$V_{hh\ giảm} = V_{H_2(phản\ ứng)} \Rightarrow n_{khí\ giảm} = n_{H_2(phản\ ứng)}$$

$$A(C_xH_y, H_2) \xrightarrow{Ni, t^0} B(C_nH_{2n+2}, C_xH_y, H_2\ dư)$$

Theo định luật bảo toàn khối lượng và định luật bảo toàn nguyên tố:

$$n_{CO_2, H_2O\ (khí\ đốt\ hết\ hỗn\ hợp\ A)} = n_{CO_2, H_2O\ (khí\ đốt\ hết\ hỗn\ hợp\ B)}$$

- Nếu cho hỗn hợp chứa hiđrocacbon qua dung dịch brom hoặc dung dịch $KMnO_4$ thì:

$$V_{hh\ giảm} = V_{hiđrocacbon\ không\ no} \Rightarrow n_{hh\ giảm} = n_{hiđrocacbon\ không\ no}$$

$$m_{dd\ tăng} = m_{hiđrocacbon\ chưa\ no}$$

- Nếu cho hỗn hợp có chứa hiđrocacbon đi qua dung dịch $AgNO_3/NH_3$ thì:

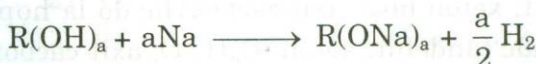
$$V_{hh\ giảm} = V_{ankin-1(HC \equiv C-R)} \Rightarrow n_{hh\ giảm} = n_{ankin-1}\ (HC \equiv C - R)$$

$$m_{kết\ tủa} = m_{AgC \equiv C-R\ (AgC \equiv CAg)}$$

2. Về hợp chất có nhóm chức

a) Ancol – phenol.

- Khi đốt cháy một ancol cho $n_{H_2O} > n_{CO_2} \Rightarrow$ ancol no, mạch hở, đơn hoặc đa chức: $C_nH_{2n+2}O_a$.
- Ancol $R(OH)_a$ tác dụng với Na dư:



$$R(OH)_a + aNa \longrightarrow R(ONa)_a + \frac{a}{2}H_2$$

Suy ra: $a = \frac{2n_{H_2}}{n_{ancol}}$ = số nhóm OH trong phân tử

- Phản ứng tách H_2O:

+ Khi tách H_2O ancol A tạo hợp chất B nếu:

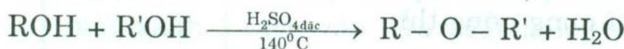
$d_{B/A} > 1 \Rightarrow$ B là ete (vì $M_B > M_A$)

$d_{B/A} < 1 \Rightarrow$ B là hiđrocacbon không no (chẳng hạn như anken,...)

+ Khi làm mất H_2O của ancol tạo ra anken $\Rightarrow$ ancol no, mạch hở, đơn chức: $C_nH_{2n+1}OH$ ($n \geq 2$)

Chú ý: CH_3OH **không** tạo được anken.

+ Khi làm mất H_2O của ancol tạo ra ete thì:



$$ROH + R'OH \xrightarrow[140^0C]{H_2SO_{4\,đặc}} R-O-R' + H_2O$$

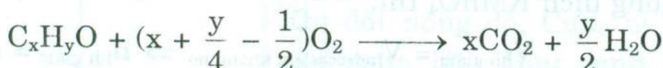
$$n_{hh\ ancol} = 2.n_{H_2O} = 2.n_{hh\ ete}$$

x ancol tạo ra tối đa số ete là x. (x+ 1) / 2 (ete).

Theo định luật bảo toàn khối lượng, ta có:

$$m_{hh\ ancol} = m_{hh\ ete} + m_{H_2O}$$

- Khi đốt cháy một ancol đơn chức hoặc một phenol đơn chức (C_xH_yO) (mở rộng ra cả hợp chất có 1 nguyên tử oxi trong phân tử):



$$C_xH_yO + (x + \frac{y}{4} - \frac{1}{2})O_2 \longrightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$$

Vì nguyên tố oxi được bảo toàn, nên ta có:

$$n_{O(C_xH_yO)} + n_{O(O_2)} = n_{O(CO_2)} + n_{O(H_2O)}$$

$$\Rightarrow n_{C_xH_yO} + 2.n_{O_2} = 2.n_{CO_2} + n_{H_2O}$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{C_xH_yO} = 2.n_{CO_2} + n_{H_2O} - 2.n_{O_2}}$$

- Khi một phenol tác dụng với NaOH dư:

$$C_6H_{6-a}(OH)_a + aNaOH \longrightarrow C_6H_{6-a}(ONa)_a + aH_2O$$

Suy ra: $a = n_{NaOH}/n_{phenol}$ = số nhóm OH trong phân tử phenol

b) Anđehit – xeton – axit cacboxylic:

Khi đốt cháy một anđehit, xeton hoặc axit cacboxylic tạo ra $n_{CO_2} = n_{H_2O}$

$\Rightarrow$ anđehit, xeton hoặc axit cacboxylic đó là hợp chất no, mạch hở, đơn chức (anđehit, xeton: $C_nH_{2n}O$; axit cacboxylic: $C_nH_{2n}O_2$).

- Khi một anđehit hoặc một xeton tác dụng với H_2:

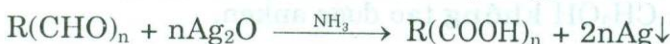
+ Nếu $n_{anđehit} = n_{H_2}$ ($n_{xeton} = n_{H_2}$) $\Rightarrow$ anđehit (hoặc xeton) đơn chức có gốc hiđrocacbon no, mạch hở.

+ Nếu $n_{anđehit} < n_{H_2}$ ($n_{xeton} < n_{H_2}$) $\Rightarrow$ anđehit (hoặc xeton) có thể là:

- Đa chức ($R(CHO)_n$)
- Gốc hiđrocacbon không no ($C_nH_{2n+1-2k}CHO$)
- Vừa có gốc không no vừa đa chức ($C_nH_{2n+2-2k-a}(CHO)_a$)

+ Luôn có: $n_{anđehit} = n_{ancol\ sản\ phẩm}$; $n_{xeton} = n_{ancol\ sản\ phẩm}$.

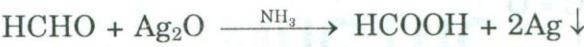
- Anđehit tác dụng với $AgNO_3/NH_3$ (hoặc Ag_2O/NH_3):



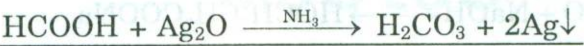
$$R(CHO)_n + nAg_2O \xrightarrow{NH_3} R(COOH)_n + 2nAg\downarrow$$

Chú ý:

+ HCHO (anđehit fomic) phản ứng với Ag_2O/NH_3 (dư):



$$HCHO + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} HCOOH + 2Ag\downarrow$$



$$HCOOH + Ag_2O \xrightarrow{NH_3} H_2CO_3 + 2Ag\downarrow$$

$$HCHO + 2Ag_2O \xrightarrow{NH_3} H_2CO_3 + 4Ag\downarrow$$

$\Rightarrow$ tỉ lệ $\boxed{n_{HCHO} / n_{Ag} = 1/4}$

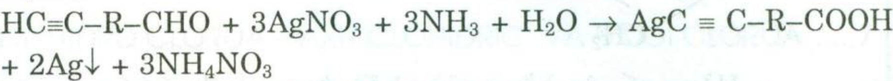
- Nếu một hợp chất hữu cơ tác dụng với $AgNO_3/NH_3$ tạo ra tỉ lệ:

$\boxed{n_{\text{hợp chất}} / n_{AgNO_3} = 1/3}$, suy ra:

- Hợp chất có 3 liên kết $HC \equiv C-$ đầu mạch:

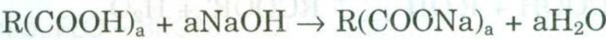
$(HC \equiv C)_3 R + 3AgNO_3 + 3NH_3 \rightarrow (AgC \equiv C)_3R \downarrow + 3NH_4NO_3$

- Hợp chất có một nhóm – CHO và một liên kết ba $HC \equiv C-$ (đầu mạch):



$HC{\equiv}C{-}R{-}CHO + 3AgNO_3 + 3NH_3 + H_2O \rightarrow AgC \equiv C{-}R{-}COOH + 2Ag\downarrow + 3NH_4NO_3$

- Axit cacboxylic tác dụng với kiềm:



$R(COOH)_a + aNaOH \rightarrow R(COONa)_a + aH_2O$

$\Rightarrow$ số nhóm – COOH trong phân tử = $a = n_{NaOH}/n_{axit}$.

Chất rắn thu được sau phản ứng.

$\boxed{m_{\text{chất rắn}} = m_{\text{muối } R(COONa)_a} + m_{\text{kiềm dư}}}$

- Axit cacboxylic tác dụng với kim loại hoạt động mạnh,

nếu $n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{axit} \Rightarrow$ axit đơn chức:

$$RCOOH + Na \longrightarrow RCOONa + 1/2\ H_2\uparrow$$

c) Este.

- Khi đốt cháy một este:

+ Nếu $n_{CO_2} = n_{H_2O} \Rightarrow$ este no, mạch hở, đơn chức có CTTQ:

$C_nH_{2n}O_2$

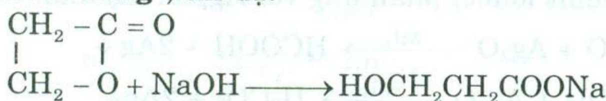
+ Nếu este không no có một nối đôi C = C (tạo ra từ axit không no có 1 nối đôi C = C, đơn chức, mạch hở, và ancol no, đơn chức, mạch hở; hoặc tạo ra từ axit no, hở, đơn chức và ancol không no 1 nối đôi C=C, đơn chức, mạch hở), đơn chức thì:

$\boxed{\text{CTTQ}: C_2H_{2n-2}O_2 \text{ và } n_{este} = n_{CO_2} - n_{H_2O}}$

- Khi xà phòng hoá một este:

+ Este đơn chức RCOOR' thì $n_{este} = n_{NaOH}$ (p/ứ).

+ Thủy phân một este đơn chức tạo 1 sản phẩm duy nhất thì đó là este "**vòng**", thí dụ:

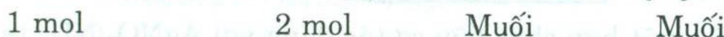


$$\begin{matrix} CH_2 - C = O \\ | \quad\quad | \\ CH_2 - O \end{matrix} + NaOH \longrightarrow HOCH_2CH_2COONa$$

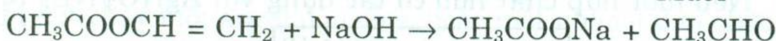
Khi đó:

+ Một số chú ý:

$CH_3COOC_6H_5 + 2NaOH_{(dư)} \rightarrow CH_3COONa + C_6H_5ONa + H_2O$

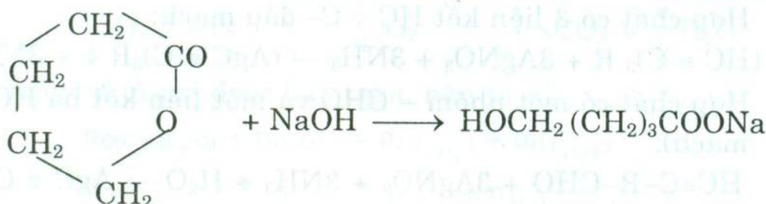


1 mol   2 mol   Muối   Muối



$CH_3COOCH = CH_2 + NaOH \rightarrow CH_3COONa + CH_3CHO$

Muối   anđehit



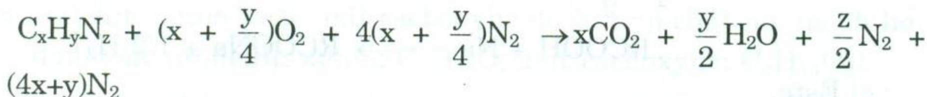
+ Hằng số cân bằng của phản ứng este hoá:

$$RCOOH + R'OH \rightleftharpoons RCOOR' + H_2O$$

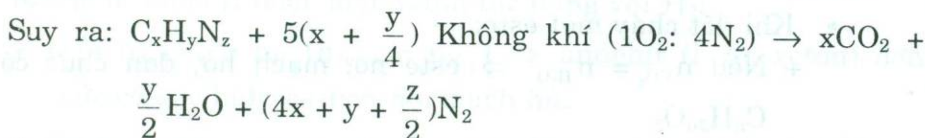
$$K_c = \frac{[RCOOR']}{[RCOOH][R'OH]}$$

d) Amin, amino axit.

- Khi đốt cháy một amin trong không khí:
  Coi không khí có 20% O_2, 80% N_2 về số mol (thể tích)
  $\Rightarrow$ số mol N_2 gấp 4 lần số mol O_2.



$$C_xH_yN_z + (x + \frac{y}{4})O_2 + 4(x + \frac{y}{4})N_2 \rightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O + \frac{z}{2}N_2 + (4x+y)N_2$$



Suy ra: $C_xH_yN_z + 5(x + \frac{y}{4})$ Không khí ($1O_2$: $4N_2$) $\rightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O + (4x + y + \frac{z}{2})N_2$

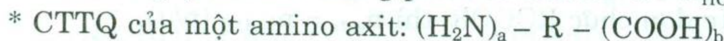
Áp dụng định luật bảo toàn nguyên tố (cho nguyên tố oxi):

$n_{O_2(p/u)} = n_{O_2(kk)} = n_{CO_2} + 1/2 . n_{H_2O}$

$\Rightarrow n_{N_2(kk)} = 4.n_{O_2(kk)} = 4.n_{CO_2} + 2.n_{H_2O}$

$\Rightarrow n_N$ (sinh ra do đốt amin) $= 2.(n_{N_2}$ (sau p/ư) $- n_{N_2(kk)})$

* Amin tác dụng với axit: $RN_x + xHCl \longrightarrow R(NHCl)_x$



$\Rightarrow$ Số nguyên tử N trong phân tử amin $= x = n_{HCl} / n_{amin}$.

* CTTQ của một amino axit: $(H_2N)_a - R - (COOH)_b$

MỤC LỤC

GIÚP TRÍ NHỚ KIẾN THỨC CƠ BẢN HÓA HỌC 10-11-12

Nguyễn Nam Khánh, Nguyễn Thiện Đức

NHÀ XUẤT BẢN

ĐẠI HỌC QUỐC GIA TP.HỒ CHÍ MINH

Khu phố 6, phường Linh Trung, quận Thủ Đức, TP.HCM

Số 3 Công trường Quốc tế, phường 6, quận 3, TP.HCM

ĐT: 38 239 172, 38 239 170

Fax: 38 239 172 – **Email:** vnuhp@vnuhcm.edu.vn

Chịu trách nhiệm xuất Zbản:

TS HUỲNH BÁ LÂN

Tổ chức bản thảo và chịu trách nhiệm về tác quyền

ĐOÀN VĂN KHÁNH

Biên tập : NGUYỄN THỊ NGỌC HÂN

Sửa bản in : MAI LÂM

Trình bày bìa : DIỄM KHÁNH

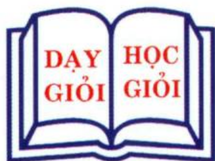
TK.01.H(V) / ĐHQG.HCM - 11 **1272 - 2010/CXB/11 - 169/ĐHQGTPHCM** **H.TK.934-10(T)**

In 2.000 cuốn, khổ 16 x 24cm.

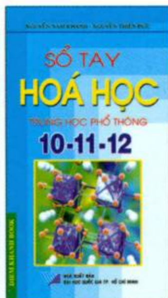
Số đăng ký KHXB: 1272-2010/CXB/11-169/ĐHQGTPHCM.

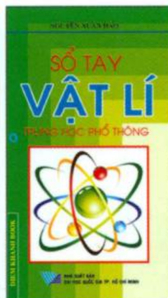
Quyết định xuất bản số: 11/QĐ-ĐHQGTPHCM do Nhà Xuất bản Đại Học Quốc gia TP HCM cấp ngày 10 tháng 01 năm 2011.

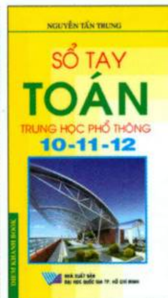
In tại Công ty cổ phần In Tiền Giang, nộp lưu chiểu tháng 04 năm 2011.

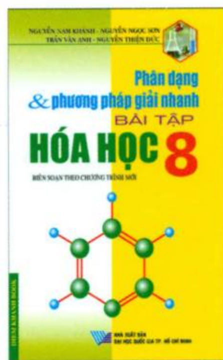


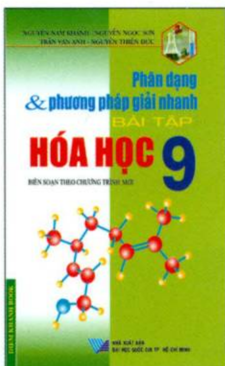
MỜI CÁC EM TÌM ĐỌC

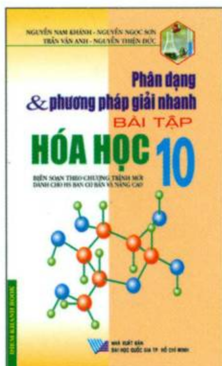


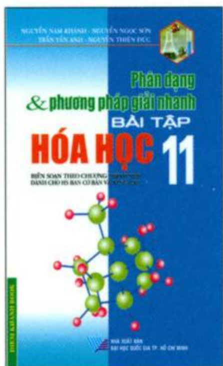


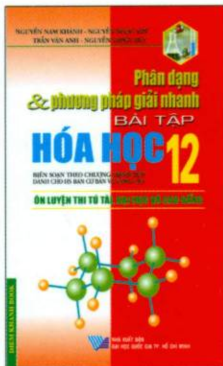


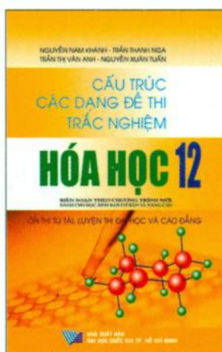


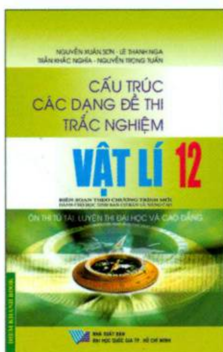












ĐẠI LÍ SÁCH **DIỄM KHÁNH**
176/10 ĐẶNG VĂN NGŨ - F.14 - Q. PHÚ NHUẬN
ĐT/FAX: (08)39919579 - ĐTDĐ: 0903922602 - 0938743481

GIÚP TRÍ NHỚ KTCB HOÁ HỌC 10-11-12

Giá: 34.500đ